

Министерство образования Республики Беларусь  
БЕЛОРУССКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ

---

---

Кафедра химии

**ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ  
ПО ХИМИИ**

Учебно-методическое пособие

Под редакцией В.Н.Яглова

Минск 2003

УДК 546(076.1)

Авторы:

Г.А.Бурак, И.М.Гранщикова, Е.А.Евсеева, А.А.Кречко,  
Р.С.Лукьянова, Э.Ф.Марчик, Д.И.Медведев, А.А.Меженцев,  
Л.Г.Петрушенко, И.М.Проворова, Л.М.Слепнева, И.А.Шнып,  
В.О.Шункевич, В.Н.Яглов

Рецензент А.К.Баев

**Бурак Г.А.**

Задачи и упражнения по химии: Учебно-метод. пособие / Г.А.Бурак, И.М.Гранщикова, Е.А.Евсеева и др.; Под ред. В.Н.Яглова. – Мн.: БНТУ, 2003. – 119 с.

ISBN 985-479-038-X.

Издание содержит задачи и упражнения по химии, предназначенные для выполнения индивидуальных домашних заданий.

УДК 546(076.1)

ISBN 985-479-038-X

© Бурак Г.А., Гранщикова И.М.,  
Евсеева Е.А. и др., 2003

## Введение

При изучении курса химии наряду с усвоением теории, выполнением лабораторных работ необходимы систематические упражнения в решении задач.

В данном сборнике помещены задачи в основном расчетного характера, в соответствии с базовой программой курса химии для студентов Белорусского национального технического университета.

В задачнике использована Международная система единиц (СИ).

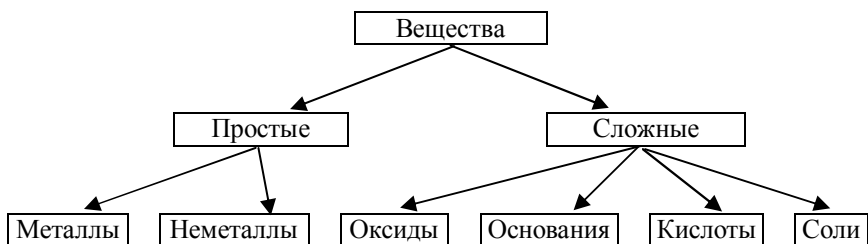
Все задачи имеют двойную нумерацию: первая цифра – номер главы, вторая – порядковый номер задачи в пределах данной главы. Например, 5.14 означает, что это 14-я задача 5-й главы. В каждой главе представлены задачи двух уровней сложности. Простые – их номера с 1 по 17, и более сложные – их номера с 18 по 34.

При выполнении домашнего задания по каждой теме студент обязан решить одну простую (I уровня) и одну сложную (II уровня) задачи. В конце задачника приведены номера индивидуальных домашних заданий.

## 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

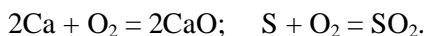
Неорганические соединения могут классифицироваться как по составу, так и по свойствам. По составу они подразделяются на простые вещества, состоящие из атомов одного и того же элемента ( $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ , Na, Zn, Fe, He), и сложные вещества, которые состоят из атомов разных элементов ( $CO_2$ , KOH,  $Na_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ).

Классификация основных классов неорганических соединений

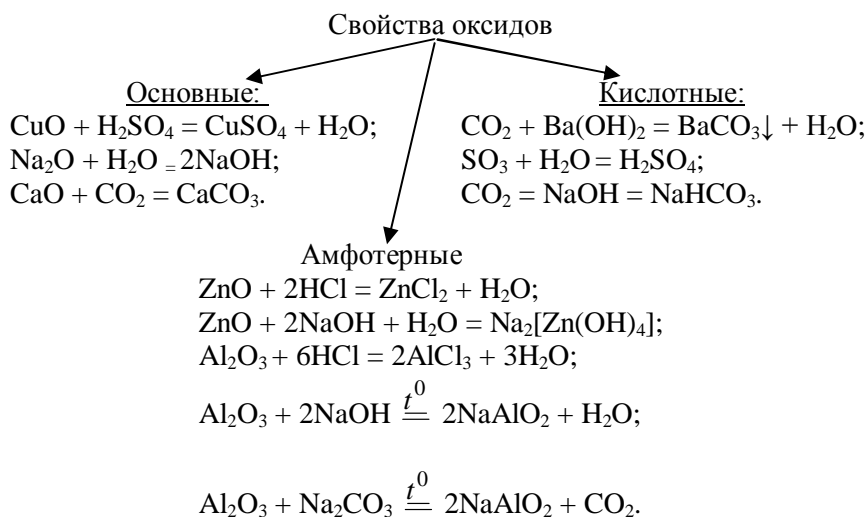


Оксиды – бинарные соединения элементов с кислородом. Общая формула оксидов  $\text{Э}_x\text{O}_y$ . Название оксидов состоит соответственно из слова «оксид» плюс название элемента в родительном падеже. Если элемент проявляет переменную степень окисления, то в скобках дополнительно указывают степени окисления элемента:  $\text{SO}_2$  и  $\text{SO}_3$  соответственно оксиды серы (IV) и (VI).

Одним из основных способов получения оксидов, является окисление элементов:



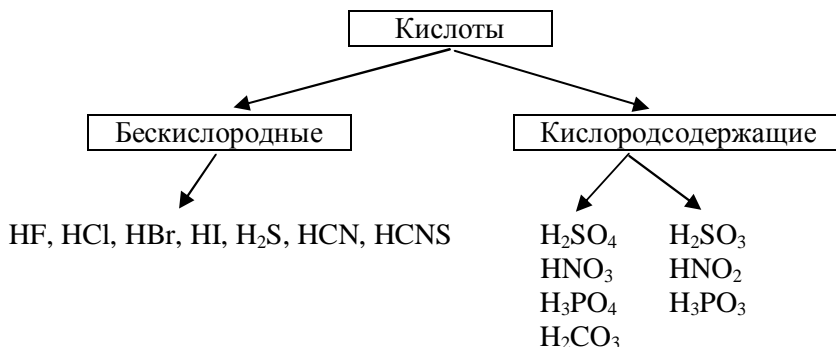
Химические свойства оксидов определяются только природой элемента: а) его зарядом; б) радиусом и в) электронной конфигурацией. В связи с этим оксиды подразделяются на: 1) основные; 2) кислотные; 3) амфотерные.



Основания – химические соединения, которые в растворе диссоциируют с образованием гидроксильных ионов  $\text{OH}^-$ .

Общая формула оснований  $\text{Me}(\text{OH})_x$ . ( $\text{NaOH}$  – гидроксид натрия,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – гидроксид кальция,  $\text{NH}_4\text{OH}$  – гидроксид аммония). Если элемент проявляет переменную валентность, в скобках указывают степень окисления элемента:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – гидроксид железа (II),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – гидроксид железа (III).

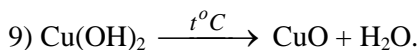
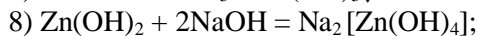
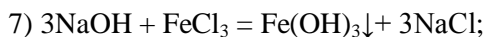
Кислоты – химические соединения, содержащие атомы водорода, способные замещаться атомами металлов. С позиций теории электролитической диссоциации к кислотам относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода.



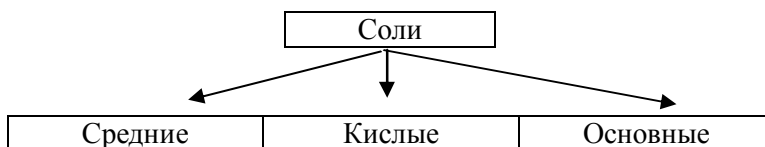
Название кислот производят от названия элементов, которые их образовали. В случае бескислородных кислот к названию элемента добавляют слово "водородная". HCl – хлороводородная, H<sub>2</sub>S – сероводородная, HCN – циановодородная. Если элемент образует две кислородсодержащие кислоты (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>), то их названия отличаются окончанием: (н)ая и – (н)истая. Первое соответствует кислотам, в которых элемент, образовавший кислоту, находится в высшей степени окисления (характеризуется номером группы таблицы Д.И.Менделеева), второе соответствует кислотам, в которых элемент находится в меньшей степени окисления (HN<sup>+5</sup>O<sub>3</sub> – азотная, HN<sup>+3</sup>O<sub>2</sub> – азотистая). Количество атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, определяет основность кислоты (HCl – одноосновная, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – двухосновная, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – трехосновная).

#### Свойства кислот и оснований

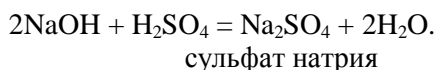
- 1)  $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 2)  $2 \text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 3)  $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ ;
- 5)  $2\text{NaOH} + 2\text{n} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$ ;
- 6)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{SO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$ ;



Основным способом получения солей является взаимодействие кислот и оснований.



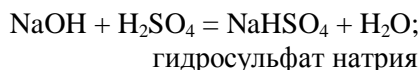
Средние соли образуются при полном замещении атомов водорода в кислоте на атомы металла:



Соли, образованные бескислородными кислотами, имеют окончание -ид:  $\text{Na}_2\text{S}$  – сульфид натрия, KCN – цианид калия,  $\text{FeCl}_2$  – хлорид железа (II),  $\text{FeCl}_3$  – хлорид железа (III).

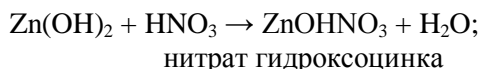
Окончание солей, образованных кислородсодержащими кислотами, зависит от степени окисления кислотообразующего элемента: меньшая степень окисления определяется окончанием -ит, высшая -ат ( $\text{KN}^{+3}\text{O}_2$  – нитрит калия,  $\text{KN}^{+5}\text{O}_3$  – нитрат калия).

Кислые соли, образующиеся при неполном замещении атомов водорода в кислоте на атомы металла, называются гидросолями:



$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$  – дигидроортофосфат алюминия.

Основные соли – продукт неполного замещения гидроксильных групп оснований на кислотные остатки, называются гидроксолями:



$\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$  – нитрат гидроксожелеза (III),  $\text{FeOHNO}_3$  – нитрат гидроксожелеза (II),  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  – хлорид дигидроксоалюминия.

Название солей, образованных наиболее часто используемыми кислотами, приведены в табл. III.

#### Свойства солей

- 1)  $2\text{AgNO}_3 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$ ;
- 2)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{FeS} \downarrow + 2\text{HNO}_3$ ;
- 3)  $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ ;
- 4)  $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 5)  $\text{CuOHCl} + \text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

При написании формул химических соединений следует учитывать, что:

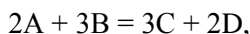
1) водород в своих соединениях проявляет степень окисления, равную +1, за исключением гидридов металлов ( $\text{CaH}_2$ ,  $\text{NaH}$ ), где степень окисления водорода равна –1;

2) кислород в соединениях проявляет степень окисления, равную –2 (за исключением  $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$  и пероксидов  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ,  $\text{BaO}_2^{-1}$ );

3) металлы I, II и III групп главных подгрупп (Na, K, Mg, Ca, Al за исключением Tl) таблицы Д.И. Менделеева проявляют постоянную степень окисления, равную номеру группы;

4) молекула любого соединения электронейтральна, т.е. алгебраическая сумма положительных и отрицательных зарядов ионов с учетом их химических индексов равна нулю.

Использование основных законов химии позволяет рассчитывать массу или объем веществ (г или л), вступающих в реакцию или образующихся в результате реакции:



если A и B являются твердыми веществами  $\frac{m_A}{2M_A} = \frac{m_B}{3M_B}$ ;

если B является газообразным веществом  $\frac{m_A}{2M_A} = \frac{V_0(B)}{3 \cdot 22,4}$ ,

где  $V_0$  – объем газа при нормальных условиях ( $T_0 = 273\text{K}$ ,  $P_0 = 101325\text{ Па}$ );

22,4 л – объем 1 моль любого газа при нормальных условиях (н.у.).

Для приведения объема газов, вступающих или образующихся в результате реакции, к нормальным условиям используют объединенное уравнение газового состояния:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}, \text{ откуда } V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T},$$

где  $P$  – парциальное давление определяемого газа:  $P = P_{\text{общ.}} - P_i$ ;

$P_{\text{общ.}}$  – общее давление смеси газов;

$P_i$  – парциальное давление другого газа смеси при данной температуре.

Количество веществ (моль), вступающих в реакцию или образующихся в результате реакции, вычисляют по формулам:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{V_0}{22,4}.$$

### Задачи

1.1. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +3 и +6. Составить формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Написать уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида хрома (III).

1.2. Какие из перечисленных оксидов являются основными, кислотными или амфотерными:  $\text{CaO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CO}_2$ ? Составить уравнения реакций взаимодействия вышеуказанных оксидов с хлороводородной кислотой и гидроксидом натрия, назвать полученные продукты реакций.

1.3. Составить уравнения реакций взаимодействия с водой следующих оксидов:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ . К какому классу соединений относятся полученные вещества? Назвать их.

1.4. Ангидридами каких кислот являются  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ? Привести примеры реакций образования соответствующих кислот.



1.5. Какие из перечисленных соединений образуют:

а) кислые соли: HF, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, HCN;

б) основные соли: Ca(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, NaOH?

Привести примеры соответствующих реакций и назвать полученные соединения.

1.6. Написать уравнение реакции и определить объем газа (н.у.), выделившегося при взаимодействии 11,6 г карбоната железа (II) с хлороводородной кислотой.

1.7. Сколько граммов гидроксида цинка подверглось разложению, если при этом выделилось 72 г воды? Сколько моль оксида цинка образовалось в результате реакции?

1.8. При взаимодействии гидроксида меди (II) с азотной кислотой образовалось 47 г нитрата меди (II). Определить массы: а) гидроксида меди; б) азотной кислоты, вступивших в реакцию. Написать уравнение соответствующей реакции.

1.9. Определить массу оксида фосфора (V), пошедшего на взаимодействие с водой, если при этом образовалось: а) 0,5 моль; б) 320 г метафосфорной кислоты.

1.10. Написать уравнение реакции получения серной кислоты из оксида серы (VI) и определить, сколько граммов серной кислоты образуется из 2 моль оксида серы (VI).

1.11. Определить объем газа (н.у.), выделившегося при взаимодействии 5,4 г алюминия с хлороводородной кислотой, и написать уравнение реакции.

1.12. Указать, к каким классам неорганических соединений относятся следующие вещества и назвать эти соединения: HBr, NO<sub>2</sub>, AgCl, ZnS, Ni(OH)<sub>2</sub>, HClO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CuOHNO<sub>3</sub>, KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, HCN.

1.13. Написать формулы следующих химических соединений: оксид хрома (VI), гидроксид калия, угольная кислота, хлорид гидроксоалюминия, гидроортофосфат калия, хлорид железа (II). Назвать следующие соединения: N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, (FeOH)<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

1.14. Какие из перечисленных солей относятся к средним, кислым и основным: Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>, Al(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, (ZnOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Al(OH)<sub>2</sub>NO<sub>3</sub>, FeCl<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CuOHCl, K<sub>2</sub>S? Назвать эти соли.

1.15. Какие соли можно получить, имея в наличии: а) CuSO<sub>4</sub>; б) AgNO<sub>3</sub>; в) K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>; г) BaCl<sub>2</sub>? Написать уравнения реакций и назвать полученные соли.

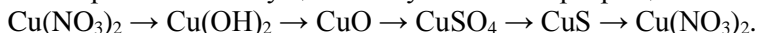
1.16. Какие из перечисленных веществ будут реагировать с гидроксидом калия:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ? Составить уравнения реакций и назвать продукты реакций.

1.17. Составить уравнения реакций получения основных солей магния и кислых солей натрия, образованных кислотами: а) угольной; б) сероводородной; в) ортофосфорной. Назвать полученные соли.

1.18. Написать уравнения реакций получения кислых кальциевых солей ортофосфорной кислоты и основных алюминиевых солей азотной кислоты. Как из этих солей можно получить средние соли? Составить уравнения соответствующих реакций.

1.19. При пропускании через известковую воду  $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$  углекислого газа ( $\text{CO}_2$ ) образовалось 20 г гидрокарбоната кальция. Сколько граммов гидроксида кальция вступило в реакцию с углекислым газом и сколько  $\text{CO}_2$  (моль и л) прореагировало с  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ?

1.20. Составить уравнения соответствующих реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



1.21. В какие реакции могут вступать друг с другом вещества из группы:

а)  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;

б)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{HNO}_2$ ?

Написать уравнения соответствующих реакций.

1.22. Сколько граммов нитрата цинка образуется при взаимодействии 16,2 г оксида цинка и 30 г азотной кислоты? Какое из исходных веществ и в каком количестве останется при этом в избытке?

1.23. Определить массу хлора, которую можно получить при взаимодействии 0,5 моль бертолетовой соли ( $\text{KClO}_3$ ) с хлороводородной кислотой по реакции  $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} = \text{KCl} + 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ . Какой объем хлора выделится при температуре 298К и давлении 740 мм рт. ст.?

1.24. При обжиге известняка, содержащего 92% чистого карбоната кальция, образуются оксид кальция (негашеная известь) и оксид углерода (IV). Сколько граммов негашеной извести можно получить из 1 кг известняка? Какой объем  $\text{CO}_2$  выделится при нормальных условиях?

1.25. Написать уравнение реакции и определить объем газа, выделившегося при взаимодействии 4,6 г натрия с водой. Объем газа

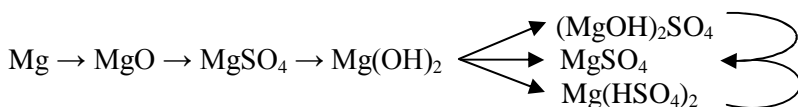
измерен при температуре 298К и давлении 730 мм рт. ст. Сколько граммов гидроксида натрия при этом образовалось?

1.26. Определить массу воды, которую необходимо добавить к негашеной извести, чтобы получить 1 кг гашеной извести ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ). Составить уравнение реакции. Сколько негашеной извести (г, моль) вступило в реакцию?

1.27. Составить уравнения реакций образования сульфата аммония из: 1) аммиака и серной кислоты; 2) гидроксида аммония и серной кислоты. Вычислить по уравнению реакции (1), сколько каждого из реагентов необходимо для получения сульфата аммония: а) 264 г; б) 5 моль.

1.28. При взаимодействии 1,3 г технического карбоната магния с хлороводородной кислотой выделилось  $350 \text{ см}^3 \text{ CO}_2$ , собранного над водным раствором  $\text{NaHCO}_3$  и измеренного при  $T = 298 \text{ K}$  и давлении 763,76 мм рт. ст. Составить уравнение соответствующей реакции и определить процентное содержание чистого карбоната магния в техническом продукте, если давление паров над водным раствором  $\text{NaHCO}_3$  при температуре 298 К равно 23,76 мм рт. ст.

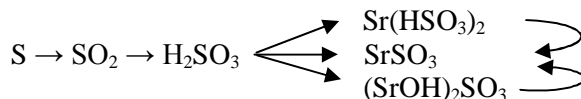
1.29. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



1.30. При взаимодействии 650 г технического цинка, содержащего 98% чистого цинка, с серной кислотой выделяется водород и образуется сульфат цинка. Составить уравнение реакции. Определить массу сульфата цинка и объем выделившегося водорода при температуре 293 К и давлении 100,4 кПа.

1.31. Установить формулу кристаллогидрата  $\text{MgSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , если в результате прокаливании его масса изменилась от 0,74 до 0,36 г.

1.32. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения



1.33. При взаимодействии каких веществ можно получить хлорид гидроксоалюминия, карбонат гидроксомеди (II), нитрат дигидроксохрома (III), гидросульфит натрия, гидросиликат бария? Составить уравнения соответствующих реакций.

1.34. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



## 2. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Любое вещество состоит из формульных единиц (ФЕ). **Формульные единицы** – это реально существующие частицы, такие как атомы, молекулы, ионы, радикалы (O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>).

Единицей количества вещества в химии является моль. **Моль** – это такое количество вещества, которое содержит столько формульных единиц, сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода <sup>12</sup><sub>6</sub>C. В 0,012 кг изотопа <sup>12</sup><sub>6</sub>C содержится 6,02 · 10<sup>23</sup> атомов. Число 6,02 · 10<sup>23</sup> моль<sup>-1</sup> – постоянная Авогадро (N<sub>A</sub>).

Число моль вещества равно

$$n_B = \frac{m_B}{M_B},$$

где  $m_B$  – масса вещества, г;

$M_B$  – молярная масса вещества, г/моль.

Так как в реакции могут вступать не только реальные, но и условные частицы, равноценные 1 атому или 1 иону водорода, то кроме формульных единиц в химии применяется также понятие «эквивалент».

**Эквивалент** – это реальные или условные частицы вещества, в  $z_B$  раз меньшие, чем соответствующие им формульные единицы, или условные частицы, которые в кислотно-основных реакциях равноценны одному атому или одному иону водорода, а в окислительно-восстановительных реакциях – одному отданному или принятому электрону.

$z_B$  – число эквивалентности или эквивалентное число.

**Число моль эквивалентов вещества** обозначается  $n_{\text{эк}}(B)$ :

$$n_{\text{эк}}(B) = \frac{m_B}{M_{\text{эк}}(B)},$$

где  $m_B$  – масса вещества, г;

$M_{\text{эк}}(B)$  – молярная масса эквивалента вещества, г/моль.

$$M_{\text{эк}}(B) = \frac{M_B}{z_B},$$

где  $M_B$  – молярная масса вещества, г/моль.

Числовое значение молярной массы эквивалента элемента равно отношению молярной массы атома элемента к его валентности (B):

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}) = \frac{M_B}{B}.$$

Например:  $M_{\text{эк}}(\text{O}) = \frac{16}{2} = 8$  г/моль,  $M_{\text{эк}}(\text{H}) = \frac{1}{1} = 1$  г/моль,

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}) = \frac{27}{3} = 9 \text{ г/моль.}$$

Элементы, имеющие переменную валентность, имеют различные величины молярных масс эквивалентов элементов ( $\text{As}^{+5}$ ,  $\text{As}^{+3}$ ).

Например:

$$M_{\text{эк}}(\text{As}^{+5}) = \frac{75}{5} = 15 \text{ г/моль}; M_{\text{эк}}(\text{As}^{+3}) = \frac{75}{3} = 24,9 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк оксида}} = M_{\text{эк}}(\text{Э}) + M_{\text{эк}}(\text{O}); M_{\text{эк}}(\text{Mn}_2\text{O}_7) = \frac{54,9}{7} + 8 = 15,9 \text{ г/моль}$$

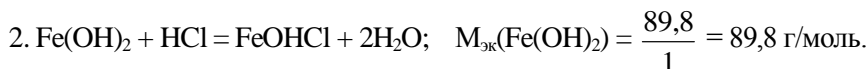
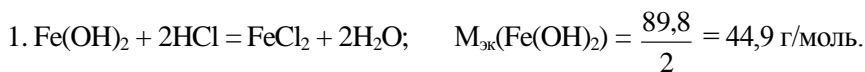
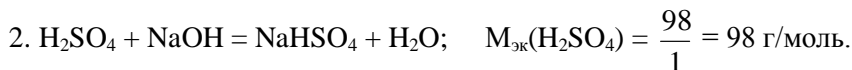
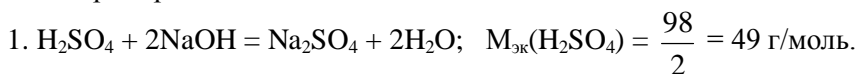
или

$$M_{\text{эк оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{n \cdot B}; M_{\text{эк}}(\text{Mn}_2\text{O}_7) = \frac{222}{2 \cdot 7} = 15,9 \text{ г/моль},$$

где  $n$  – число атомов элемента.

Молярные массы эквивалентов сложных веществ могут иметь различные значения в зависимости от того, в какую реакцию вступает данное вещество. Так, например, молярная масса эквивалента кислоты (основания) равна молярной массе кислоты (основания)  $M_B$ , деленной для кислоты на число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл, а для основания – на число гидроксильных групп, замещенных в данной реакции на кислотный остаток.

Например:



Молярная масса эквивалента соли

$$M_{\text{эк}}(\text{СОЛИ}) = \frac{M_{\text{соли}}}{n \cdot B},$$

где  $n$  – число атомов металла в молекуле соли;

$B$  – валентность этого металла.

Например:

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль.}$$

### Закон эквивалентов

Один моль эквивалентов одного вещества реагирует с одним молем эквивалентов другого вещества.

$$mA + nB = pC + qD;$$

$$n_{\text{эк}}(A) = n_{\text{эк}}(B).$$

$$\frac{m_A}{M_{\text{эк}}(A)} = \frac{m_B}{M_{\text{эк}}(B)}.$$

Массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны молярным массам их эквивалентов (объемам молярных масс эквивалентов).

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{M_{\text{эк}}(A)}{M_{\text{эк}}(B)}, \text{ если вещества } A \text{ и } B - \text{ твердые};$$

$$\frac{m_A}{V_0(B)} = \frac{M_{\text{эк}}(A)}{V_{M_{\text{эк}}(B)}}, \text{ если вещество } A - \text{ твердое, а } B - \text{ газообразное};$$

$$\frac{V_0(A)}{V_0(B)} = \frac{V_{M_{\text{эк}}(A)}}{V_{M_{\text{эк}}(B)}}, \text{ если оба вещества газообразные,}$$

где  $m_A$  и  $m_B$  – массы веществ  $A$  и  $B$  в г;

$V_0(A)$  и  $V_0(B)$  – объем газообразных веществ  $A$  и  $B$  при нормальных условиях, л;

$M_{\text{эк}}(A)$  и  $M_{\text{эк}}(B)$  – молярные массы эквивалентов веществ  $A$  и  $B$ .

$V_{M_{\text{эк}}(A)}$  и  $V_{M_{\text{эк}}(B)}$  – объемы молярных масс эквивалентов газообразных веществ  $A$  и  $B$  (эквивалентные объемы).

Объем молярных масс эквивалентов газообразного вещества ( $V_{M_{\text{эк}}(B)}$ ) – это объем молярной массы эквивалента данного вещества при нормальных условиях (н.у.).

Например:  $V_{M_{\text{эк}}(H)} = 11,2$  л/моль,  $V_{M_{\text{эк}}(O)} = 5,6$  л/моль.

### Задачи

2.1. При сжигании навески металла массой 4,14 г получено 4,46 г его оксида. Определить молярные массы эквивалента металла и его оксида.

2.2. В оксиде свинца содержится 7,18% кислорода. Определить молярные массы эквивалента свинца и его оксида.

2.3. Определить молярную массу эквивалента металла, зная, что его сульфид содержит 52% металла.

2.4. При взаимодействии 15 г металла с избытком кислоты выделилось 8,4 л (н.у.) водорода. Определить молярную массу эквивалента металла.

2.5. При сгорании 5,4 г трехвалентного металла образовалось 10,2 г оксида. Вычислить молярную массу эквивалента металла и назвать металл.

2.6. 4,8 г цинка вытесняют 14,6 г ртути из раствора соли ртути. Определить валентность ртути.

2.7. Определить молярную массу эквивалента металла, для восстановления 17 г оксида которого потребовалось 11,2 л водорода при н.у.

2.8. Оксид пятивалентного элемента содержит 43,67% элемента. Определить молярную массу эквивалента элемента и назвать элемент.

2.9. Алюминий массой 0,752 г при взаимодействии с кислотой вытеснил водород объемом 0,936 л (н.у.). Определить объем молярной массы эквивалента водорода.

2.10. При нейтрализации некоторой кислоты гидроксидом натрия на 1,125 г кислоты расходуется 1 г гидроксида натрия. Вычислить молярную массу эквивалента кислоты.

2.11. Определить молярную массу эквивалента металла, 2 г которого вытесняют 1,132 г меди из раствора соли меди. Молярная масса эквивалента меди равна 31,8 г/моль.

2.12. Вычислить молярную массу эквивалента металла, зная, что его хлорид содержит 79,78% хлора.

2.13. Написать уравнение реакции взаимодействия гидроксида меди (II) с хлороводородной кислотой с образованием:

- а) хлорида гидроксомеди (II);
- б) хлорида меди (II).

Вычислить молярные массы эквивалентов гидроксида меди (II).

2.14. На нейтрализацию 0,63 г некоторой кислоты пошло 0,4 г гидроксида натрия. Вычислить молярную массу эквивалента этой кислоты.

2.15. Молярная масса эквивалента двухвалентного элемента равна 12 г/моль. Вычислить массовую долю (в %) кислорода в оксиде этого элемента.

2.16. Определить молярную массу эквивалента хлорида железа (III), зная, что 1,3 г его взаимодействуют без остатка с 1 г гидроксида натрия.

2.17. Написать уравнение реакции взаимодействия сернистой кислоты с гидроксидом калия с образованием:

- а) гидросульфита калия;
- б) сульфита калия.



Вычислить молярные массы эквивалентов сернистой кислоты.

2.18. Одно и то же количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и с 3,173 г одного из галогенов. Определить молярную массу эквивалента и назвать галоген.

2.19. При восстановлении 3,98 г оксида меди водородом выделилось 0,9 г воды. Определить молярную массу эквивалента меди и формулу оксида меди.

2.20. Соединение металла с галогеном содержит 64,5% галогена, оксид этого же металла содержит 15,4% кислорода. Определить молярную массу эквивалента галогена и назвать его.

2.21. При растворении 2,816 г двухвалентного металла в кислоте выделилось 3,2 л водорода, собранного над водой и измеренного при температуре 302 К и давлении 710 мм рт. ст. Определить молярную массу эквивалента металла и назвать металл. Давление паров воды при 302 К равно 30,04 мм рт. ст.

2.22. При нагревании в токе водорода двух оксидов одного и того же металла найдено, что из 1 г первого оксида образуется 0,126 г воды, а из 1 г второго – 0,226 г воды. Вычислить молярные массы эквивалентов металла.

2.23. Один грамм некоторого металла соединяется с 1,78 г серы или с 8,89 г брома. Определить молярные массы эквивалентов брома и металла.

2.24. Определить молярные массы эквивалентов металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.

2.25. При растворении 16,25 г двухвалентного металла в кислоте выделилось 6,52 л водорода, собранного над водой и измеренного при температуре 298 К и давлении 730 мм рт. ст. Определить молярную массу эквивалента металла и назвать металл. Давление паров воды при 298 К равно 23,76 мм рт. ст.

2.26. При окислении металла израсходовано 1,75 л кислорода измеренного при 293 К и давлении 730 мм рт. ст. При этом образовалось 5,65 г оксида. Определить молярные массы эквивалентов металла и его оксида.

2.27. Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 34,8%, а второй – 24,3% кислорода. Определить молярные массы эквивалентов мышьяка в обоих оксидах. Как относятся эти величины друг к другу?

2.28. Металл массой 2,000 г вытесняет из раствора соли меди медь массой 1,132 г. Массовая доля кислорода в оксиде меди составляет 20%. Определить молярные массы эквивалентов меди и металла.

2.29. Один оксид олова содержит 78,8%, а второй – 88,12% олова соответственно. Определить молярные массы эквивалентов олова исходя из состава этих оксидов, найти соотношение между полученными величинами.

2.30. Металл массой 0,150 г вытесняет никель массой 0,367 г из раствора соли никеля, а из раствора кислоты – водород, объемом 140 см<sup>3</sup> (н.у.). Определить молярную массу эквивалента никеля.

2.31. Сколько литров водорода (н.у.) потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43% металла? Определить молярную массу эквивалента металла.

2.32. Бром массой 0,4586 г вытесняет из раствора иодида калия иод массой 0,7280 г, который взаимодействует с металлом массой 0,5935 г. Определить молярную массу эквивалента этого металла.

2.33. Для растворения 5,4 г металла потребовалось 29,4 г серной кислоты. Определить молярную массу эквивалента металла и объем выделившегося водорода (н.у.).

2.34. При восстановлении водородом оксида металла массой 2,68 г образовалась вода массой 0,648 г. Определить молярную массу эквивалента металла.

### 3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРА

**Раствор** – однородная система переменного состава. Растворы бывают жидкими, твердыми, газообразными.

**Концентрация** (состав раствора) – отношение количества или массы вещества, содержащегося в системе, к объему той же системы. Наиболее распространены следующие способы выражения состава растворов.

**Молярная концентрация растворенного вещества (В)**, или молярность (символ  $C_B$ , размерность – моль/л, сокращенное обозначение (М)). Выражается числом моль растворенного вещества в 1 литре раствора:

$$C_B = \frac{m_B}{M_B V_{p-pa}},$$

где  $m_B$  – масса растворенного вещества, г;

$M_B$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$V_{p-pa}$  – объем раствора, л.

**Пример.** Определить молярную концентрацию раствора, содержащего 14 г KOH в 500 см<sup>3</sup> раствора.

$$C_{KOH} = \frac{m_{KOH}}{M_{KOH} \cdot V_{p-pa}} = \frac{14}{56 \cdot 0,5} = 0,5 \text{ моль/л};$$

$$M_{KOH} = 56 \text{ г/моль.}$$

**Молярная концентрация эквивалентов растворенного вещества (В)** (символ  $C_{эк}(B)$ , размерность – моль/л, сокращенное обозначение (н)). Выражается числом моль эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора:

$$C_{эк}(B) = \frac{m_B}{M_{эк}(B)V_{p-pa}},$$

где  $m_B$  – масса растворенного вещества, г;

$M_{эк}(B)$  – молярная масса эквивалентов растворенного вещества, г/моль;

$V_{p-pa}$  – объем раствора, л.

$$M_{эк}(B) = \frac{M_B}{Z_B},$$

где  $M_B$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$Z_B$  – эквивалентное число, которое определяется:

для кислот:

$Z_B$  – основность кислоты

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

для оснований:

$Z_B$  – кислотность оснований

$$M_{\text{эк}}(\text{KOH}) = \frac{56}{1} = 56 \text{ г/моль};$$

для солей:

$$Z_{\text{В}} = n \cdot B,$$

$n$  – число атомов металла;

$B$  – валентность металла.

$$M_{\text{эк}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{342}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г/моль}.$$

**Пример.** Сколько граммов  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  содержится в  $500 \text{ см}^3$  0,1 н раствора?

$$C_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}}};$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = C_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}} = 0,1 \cdot \frac{106}{2} \cdot 0,5 = 2,65 \text{ г},$$

где  $M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ г/моль}$ .

**Моляльность растворенного вещества (В)** или моляльность раствора (символ  $C_m(B)$ ), размерность моль/кг). Выражается числом моль растворенного вещества в 1 кг растворителя (воды):

$$C_m(B) = \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{\text{р-теля}}},$$

где  $m_B$  и  $m_{\text{р-теля}}$  – массы растворенного вещества и растворителя, г;

$M_B$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

**Пример.** Определить моляльность вещества в водном растворе, если в 100 г этого раствора, содержится 8 г NaOH.

$$C_m(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{NaOH}} \cdot 1000}{M_{\text{NaOH}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{8 \cdot 1000}{40 \cdot (100 - 8)} = 2,17 \text{ моль/кг};$$

$$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ г/моль}.$$

**Массовая доля растворенного вещества (В)** (символ  $\omega_B$ , единица измерения – доля от единицы или процент). Определяется отношением массы растворенного вещества ( $m_B$ ) к массе раствора ( $m_{p-pa}$ ):

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_{p-pa}}; \quad \omega_B = \frac{m_B}{m_{p-pa}} \cdot 100 \%$$

Масса раствора ( $m_{p-pa}$ ) связана с объемом раствора ( $V_{p-pa}$ ) следующей формулой:

$$m_{p-pa} = V_{p-pa} \cdot \rho,$$

где  $\rho$  – плотность раствора, г/см<sup>3</sup>,  $\rho_{H_2O} = 1$  г/см<sup>3</sup>.

**Пример.** Сколько граммов Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> потребуется для приготовления 400 см<sup>3</sup> 5%-ного раствора, плотность которого  $\rho = 1,06$  г/см<sup>3</sup>?

$$\omega_{Na_2SO_3} = \frac{m_{Na_2SO_3}}{m_{p-pa}} \cdot 100;$$

$$m_{Na_2SO_3} = \frac{\omega_{Na_2SO_3} m_{p-pa}}{100} = \frac{\omega_{Na_2SO_3} \cdot V_{p-pa} \cdot \rho}{100} = \frac{5 \cdot 400 \cdot 1,06}{100} = 21,2 \text{ г.}$$

**Молярная доля растворенного вещества (В)** (символ  $\nu_B$ , безразмерная величина). Определяется как отношение числа моль растворенного вещества ( $n_B$ ) к сумме числа моль растворенного вещества ( $n_B$ ) и числа моль растворителя (воды):

$$\nu_B = \frac{n_B}{n_B + n_{p-теля}} = \frac{m_B / M_B}{m_B / M_B + m_{p-теля} / M_{p-теля}},$$

где  $m_B$  и  $m_{p-теля}$  – массы растворенного вещества и растворителя, г;

$M_B$  и  $M_{p-теля}$  – молярные массы растворенного вещества и растворителя, г/моль.

**Пример.** Определить молярную долю глюкозы (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) в водном растворе с массовой долей 36%.

$$\begin{aligned}
 ? \quad n_{C_6H_{12}O_6} &= \frac{n_{C_6H_{12}O_6} / M_{C_6H_{12}O_6}}{n_{C_6H_{12}O_6} / M_{C_6H_{12}O_6} + n_{H_2O} / M_{H_2O}} = \\
 &= \frac{36/180}{36/180 + (100 - 36)/18} = 0,0053.
 \end{aligned}$$

$$m_{H_2O} = (100 - 36), \text{ г.}$$

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ г/моль.}$$

$$M_{H_2O} = 18 \text{ г/моль.}$$

**Титр растворенного вещества (В)** (символ  $T_B$ , размерность г/см<sup>3</sup>). Это концентрация стандартного раствора, равная массе растворенного вещества ( $m_B$ ), содержащейся в 1 см<sup>3</sup> раствора:

$$T_B = \frac{m_B}{V_{p-pa}},$$

где  $V_{p-pa}$  – объем раствора, см<sup>3</sup>;

$m_B$  – масса растворенного вещества, г.

**Пример.** Определить титр раствора, если в 200 см<sup>3</sup> этого раствора содержится 0,1 моль КОН.

$$T_B = \frac{m_{KOH}}{V_{p-pa}} = \frac{n_{KOH} \cdot M_{KOH}}{V_{p-pa}} = \frac{0,1 \cdot 56}{200} = 0,0028 \text{ г/см}^3,$$

$$M_{KOH} = 56 \text{ г/моль.}$$

### Задачи

3.1. Сколько граммов сульфата железа (III) содержится в 1,5 л 0,1 н раствора?

3.2. Сколько граммов хлорида алюминия потребуется для приготовления 1,5 л 25% -ного раствора, плотность которого 1,08 г/см<sup>3</sup>?

3.3. Определить моляльность растворенного вещества в растворе, если в 200 г раствора содержится 10,6 г карбоната натрия.

3.4. Определить титр гидроксида калия, если в 0,5 л этого раствора содержится 0,2 моль гидроксида калия.

3.5. Определить молярную долю растворенного вещества в 6,84%-ном водном растворе сахарозы ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).

3.6. Определить молярную концентрацию растворенного вещества в растворе, содержащем 80 г сульфата цинка в  $700\text{ см}^3$  раствора.

3.7. В  $500\text{ см}^3$  раствора содержится 40 г сульфата железа (II). Определить молярную концентрацию эквивалента растворенного вещества.

3.8. Раствор содержит 6,6 г нитрата свинца (II). Определить объем  $0,2\text{н}$  раствора этой соли.

3.9. Сколько граммов нитрата серебра содержится в  $800\text{ см}^3$   $0,2\text{н}$  раствора?

3.10. Определить молярность растворенного вещества в растворе, если в  $400\text{ г}$  раствора содержится  $2,13\text{ г}$  нитрата алюминия.

3.11. Найти массовую долю растворенного вещества в растворе, содержащем  $280\text{ г}$  воды и  $40\text{ г}$  глюкозы.

3.12. Из  $400\text{ г}$  50%-ного раствора серной кислоты выпариванием удалили  $100\text{ г}$  воды. Чему равна массовая доля серной кислоты в оставшемся растворе?

3.13. Рассчитать молярные доли глюкозы и воды в растворе с массовой долей глюкозы 36%.

3.14. Определить молярность растворенного вещества в растворе с массовой долей 5,6% нитрата свинца.

3.15. Раствор содержит  $6,5\text{ г}$  сульфата хрома (III). Определить объем  $0,2$  – молярного раствора этой соли.

3.16. Определить молярную концентрацию эквивалента растворенного вещества, содержащего  $5,7\text{ г}$  сульфата алюминия в  $500\text{ см}^3$  раствора.

3.17. Сколько граммов сульфита натрия потребуется для приготовления  $5\text{ л}$  8%-ного раствора? Плотность раствора  $\rho = 1,08\text{ г/см}^3$ .

3.18. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 96% ( $\rho = 1,835\text{ г/см}^3$ ) нужно взять для приготовления  $5\text{ л}$   $0,5\text{н}$  раствора?

3.19. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и молярность растворенного вещества в растворе, в котором массовая доля сульфата меди (II) равна 15% ( $\rho = 1,108\text{ г/см}^3$ ).

3.20. В одном литре воды растворено  $75\text{ г}$  карбоната натрия ( $\rho = 1,07\text{ г/см}^3$ ). Определить массовую долю, молярную концентрацию и титр растворенного вещества.

3.21. Сколько миллилитров 8,5%-ного раствора ( $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$ ) гидросульфата натрия можно перевести в сульфат натрия с помощью 200 см<sup>3</sup> 1,5н раствора гидроксида натрия?

3.22. Какой объем 0,1н раствора гидроксида калия следует прибавить к 16,2 г 5%-ного раствора гидрокарбоната калия для образования карбоната калия?

3.23. Какой объем 0,3н ортофосфорной кислоты способен прореагировать с 25 г 4%-ного раствора гидроксида натрия с образованием дигидроортофосфата натрия?

3.24. К 100 мл 96%-ной серной кислоты ( $\rho = 1,835 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 400 мл воды. Получился раствор плотностью 1,220 г/см<sup>3</sup>. Вычислить массовую долю и молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты.

3.25. Сколько миллилитров 0,5 М раствора серной кислоты можно приготовить из 15 мл 2,5н раствора?

3.26. Какой объем 0,03н раствора серной кислоты способен прореагировать с 25 мл 8%-ного ( $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$ ) раствора гидроксида натрия с образованием гидросульфата натрия?

3.27. Для приготовления 5%-ного раствора сульфата магния, взято 400 г  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Найти массу полученного раствора.

3.28. Какой объем 0,2н раствора соляной кислоты прореагирует с 200 мл 5%-ного раствора гидроксида бария ( $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) с образованием хлорида гидроксобария?

3.29. Какой объем 0,1 молярного раствора ортофосфорной кислоты можно приготовить из 75 мл 0,75н раствора?

3.30. В какой массе воды надо растворить 67,2 л хлороводорода (н.у.), чтобы получить 9%-ный раствор хлороводородной кислоты?

3.31. Какую массу 20%-ного раствора гидроксида калия надо добавить к 1 кг 50%-ного раствора, чтобы получить 25%-ный раствор?

3.32. Какой объем 0,2н раствора карбоната натрия следует прибавить к 196 г 2,5%-ного раствора гидроксида бария для образования карбоната бария?

3.33. В каком объеме 1 М раствора и в каком объеме 1н раствора содержится 114 г сульфата алюминия?

3.34. Какой объем 0,4н раствора гидроксида калия потребуется для взаимодействия с 160 см<sup>3</sup> 43%-ного раствора сульфата аммония, плотность которого 1,225 г/см<sup>3</sup>?



#### 4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

При протекании химических процессов происходит изменение свойств систем, которые сопровождаются изменением энергии в виде теплоты ( $Q$ ) или работы ( $W$ ). Согласно первому началу термодинамики, теплота, подведенная к системе, расходуется на увеличение ее внутренней энергии ( $\Delta U$ ) и на совершение работы при условии, что  $W$  является работой расширения:  $Q = \Delta U + p\Delta V$ . Теплоты химических превращений, протекающих при постоянных значениях  $p$  и  $V$  ( $Q_p$  и  $Q_v$ ), называются тепловыми эффектами реакций, а раздел химии, который их изучает, называется термохимией.

Основным законом термохимии является закон Гесса: «Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути ее протекания, а зависит от природы и физического состояния исходных веществ и продуктов реакции». Если реакция протекает с выделением теплоты, то она называется экзотермической, если с поглощением – эндотермической.

В термохимии принято, что  $Q_p$  равна по величине изменению энтальпии ( $\Delta H$ ) с обратным знаком, т.е.  $Q_p = -\Delta H$ . Согласно первому началу термодинамики, количество теплоты, переданное от одной системы к другой или выделенное в результате химических процессов, определяется как  $Q = mc\Delta t$ , где  $m$  – масса системы,  $g$ ;  $c$  – удельная теплоемкость, Дж/г·К;  $\Delta t$  – изменение температуры. При помощи этих уравнений можно определить стандартную теплоту растворения веществ, теплоту нейтрализации и другие тепловые эффекты химических реакций.

Для сравнения изменений энтальпий различных процессов их относят к условиям, принятым за стандартные:  $P = 101325$  Па,  $T = 298$  К.

Из закона Гесса вытекают два следствия. Первое следствие: «Изменение энтальпии химической реакции равно сумме стандартных энтальпий образования  $[\Delta_f H^\circ(298\text{K})]$  продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов этих веществ в уравнениях реакций». Например: для реакции  $mA + nB = pC + qD$

$$\Delta_r H^\circ(298\text{K}) = [p \Delta_f H^\circ(298\text{K}, C) + q \Delta_f H^\circ(298\text{K}, D)] - \\ - [m \Delta_f H^\circ(298\text{K}, A) + n \Delta_f H^\circ(298\text{K}, B)],$$

где  $m$ ,  $n$ ,  $p$ ,  $q$  – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Второе следствие из закона Гесса: «Изменение энтальпии химической реакции равно сумме стандартных энтальпий сгорания исходных веществ за вычетом суммы стандартных энтальпий сгорания продуктов реакции с учетом стехиометрических коэффициентов ( $n_i$ ?  $n_j$ ) в уравнении реакции  $\Delta_r H^\circ(298\text{ K}) = \sum n_i \Delta_{\gamma_i} H^\circ(298\text{ K, исх}) - \sum n_j \Delta_{\gamma_j} H^\circ(298\text{ K, прод})$ ».

Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ являются табличными величинами. Стандартные энтальпии образования простых веществ (например,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Fe$  и т.д.) равны нулю (табл. ПЗ).

Изменение энтальпии химической реакции не может определять направление протекания процесса. Согласно II началу термодинамики, в изолированных системах самопроизвольно протекают процессы, идущие с увеличением энтропии системы. Для сравнения энтропий различных веществ, а также определения изменения энтропии системы их относят к стандартным условиям [ $S^\circ(298\text{ K, В})$ ]. В отличие от стандартных энтальпий образования простых веществ их стандартные энтропии не равны нулю и всегда положительны, т.к. при температурах выше  $0\text{ K}$  всегда существует движение молекул или атомов, определяющих меру беспорядка в системе. Энтропия так же, как энтальпия, является функцией состояния, поэтому изменение энтропии системы в результате химической реакции равно сумме стандартных энтропий продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтропий исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов ( $n_i$ ?  $n_j$ ) в уравнении реакции  $\Delta_r S^\circ(298\text{ K}) = \sum n_j S^\circ(298\text{ K, прод}) - \sum n_i S^\circ(298\text{ K, исх})$ .

Функцией состояния, одновременно отражающей влияние энтропии и энтальпии на направление протекания химических процессов, является энергия Гиббса: ( $\Delta_r G$ ). Энергия Гиббса для химической реакции может быть определена как:

$$1) \Delta_r G^\circ(298\text{ K}) = \sum n_j \Delta_{\gamma_j} G^\circ(298\text{ K, прод}) - \sum n_i \Delta_{\gamma_i} G^\circ(298\text{ K, исх}),$$

где  $\Delta_{\gamma} G^\circ(298\text{ K})$  – стандартная энергия Гиббса образования веществ;  
 $n_i$ ?  $n_j$  – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;

$$2) \Delta_r G^\circ(298\text{ K}) = \Delta_r H^\circ(298\text{ K}) - T \Delta_r S^\circ(298\text{ K}).$$

Изменение стандартной энергии Гиббса служит для оценки принципиальной возможности самопроизвольного протекания процесса. Если  $\Delta_r G^0(298\text{ K}) < 0$ , процесс принципиально возможен, если  $\Delta_r G^0(298\text{ K}) > 0$ , процесс самопроизвольно протекать не может.

### Задачи

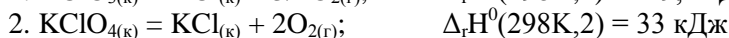
4.1. Определить количество теплоты, которое выделится при сжигании 38 г сероуглерода ( $\text{CS}_2$ ) с образованием  $\text{CO}_{2(\text{r})}$  и  $\text{SO}_{2(\text{r})}$ .

4.2. Определить энтальпию образования пропана ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ), если при сгорании 11 г его выделилось 552 кДж.

4.3. При сгорании одного литра ацетилен ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) (н.у.) выделяется 58,2 кДж. Определить стандартную энтальпию образования ацетилена.

4.4. Определить изменение стандартной энтальпии и энтропии химической реакции  $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{k})} + 3\text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{Al}_{(\text{k})} + 3\text{CO}_{(\text{r})}$ .

4.5. Исходя из уравнений реакций:



вычислить  $\Delta_r H^0(298\text{K})$  реакции

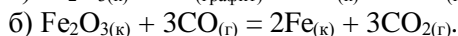
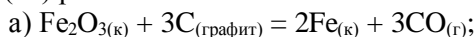


4.6. Реакция протекает по уравнению  $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = \text{CO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ . Определить изменение стандартной энтальпии и энтропии данной реакции.

4.7. Изменение стандартной энтальпии реакции  $3\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{k})} + 8\text{Al}_{(\text{k})} = 4\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{k})} + 9\text{Fe}_{(\text{k})}$  равно -3350 кДж. Определить  $\Delta_r H^0(298, \text{Fe}_3\text{O}_4)$ .

4.8. При восстановлении 12,7 оксида меди (II) углем с образованием  $\text{CO}_{(\text{r})}$  поглощается 8,24 кДж. Определить стандартную энтальпию образования  $\text{CO}$ .

4.9. Сравнить  $\Delta_r H^0(298\text{ K})$  реакций восстановления оксида железа (III) различными восстановителями:



4.10. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота (II). Определить, сколько теплоты выделится в результате этой реакции, если получено 44,8 л  $\text{NO}$  (н.у.).

4.11. Определить изменение стандартной энтальпии и энтропии химической реакции  $\text{CH}_4(\text{г}) + 3\text{CO}_2(\text{г}) = 4\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ .

4.12. Определить исходя из знака  $\Delta_r G^0(298 \text{ К})$ , как изменится окраска в системе  $2\text{NO}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$  при стандартных условиях, если  $\text{N}_2\text{O}_4$  бесцветен, а  $\text{NO}_2$  окрашен.

4.13. Используя значения  $\Delta_r G^0(298 \text{ К}, \text{В})$ , определить возможность протекания реакции  $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$  при стандартных условиях.

4.14. Определить изменение стандартной энтальпии и энтропии химической реакции  $\text{TiO}_2(\text{к}) + 2\text{C}_{(\text{графит})} = \text{Ti}(\text{к}) + 2\text{CO}(\text{г})$ .

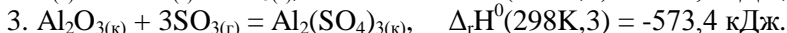
4.15. При образовании 1 моль  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к})$  из  $\text{CaO}(\text{к})$  и  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  выделяется 32,53 кДж теплоты. Написать термохимическое уравнение реакции и определить стандартную энтальпию образования оксида кальция.

4.16. Определить, не производя вычислений, знаки  $\Delta_r H^0$ ,  $\Delta_r S^0$ ,  $\Delta_r G^0$  для реакции  $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) + 3,5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ , протекающей при 298 К.

4.17. Вычислить теплоту перехода графита в алмаз, если при образовании 1 моль  $\text{CO}_2$  из графита выделяется -393,5 кДж/моль, а из алмаза -395,4 кДж/моль.

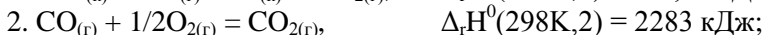
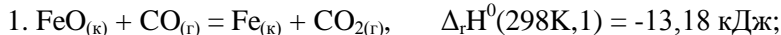
4.18. Определить массу метана, при полном сгорании которого выделяется теплота, достаточная для нагревания 100 г воды от 20°C до 30°C, удельная теплоемкость воды 4,18 Дж/г · К.

4.19. Определить стандартную энтальпию образования сульфата алюминия исходя из следующих термохимических уравнений:



4.20. При растворении 10 г NaOH в 250 г воды температура повысилась на 9,7°C. Определить стандартную энтальпию растворения NaOH, принимая удельную теплоемкость раствора равной 4,18 Дж/г · К.

4.21. Определить изменение стандартной энтальпии реакции  $\text{FeO}(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Fe}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$  исходя из следующих термохимических уравнений:



4.22. Стандартная энтальпия растворения  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  в воде равна 26,7 кДж/моль. Определить, на сколько градусов понизится температура при растворении 20 г  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  в 180 г  $\text{H}_2\text{O}$ . Удельная теплоемкость раствора 3,76 Дж/г · К.

4.23. На основании значений стандартных энтропий и энтальпий образования веществ определить возможность самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$ . Ответ мотивировать расчетом  $\Delta_r G^0(298 \text{ К})$ .

4.24. При растворении 1 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в 800 г воды температура повысилась на 22,4<sup>0</sup>С. Определить стандартную энтальпию растворения  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , если удельная теплоемкость раствора 3,76 Дж/г · К.

4.25. На основании значений стандартных энтальпий и энтропий образования веществ, определить возможность реакции восстановления  $\text{TiO}_2$  углеродом при температуре 1500 К.

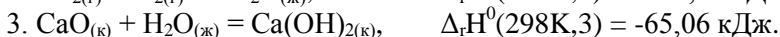
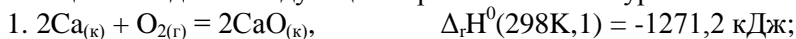
4.26. При растворении 8 г  $\text{CuSO}_4$  в 192 г воды, температура повысилась на 3,95<sup>0</sup>С. Определить стандартную энтальпию образования  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  из безводной соли и воды, если стандартная энтальпия растворения кристаллогидрата составляет 11,7 кДж/моль, а удельная теплоемкость раствора 4,18 Дж/г · К.

4.27. Определить, какие из перечисленных оксидов ( $\text{CaO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{PbO}$ ) могут быть восстановлены алюминием при 298 К. Ответ мотивировать расчетом  $\Delta_r G^0(298 \text{ К})$ .

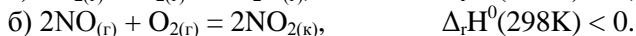
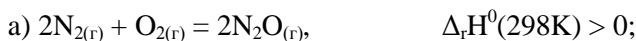
4.28. Стандартная энтальпия растворения в воде  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  равна 78,6 кДж/моль. Определить, на сколько градусов понизится температура при растворении 0,5 моль этой соли в 1000 г воды, удельная теплоемкость раствора 4,18 Дж/г · К.

4.29. Определить, какие из перечисленных оксидов ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ) могут быть восстановлены водородом при 298 К. Ответ мотивировать расчетом  $\Delta_r G^0(298 \text{ К})$ .

4.30. Определить стандартную энтальпию образования гидроксида кальция исходя из следующих термохимических уравнений:

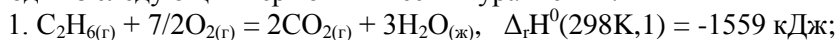


4.31. Исходя из знака  $\Delta_r H^0$ ,  $\Delta_r S^0$  определить, какие из реакций образования оксидов азота и при каких температурах (высоких или низких) могут протекать самопроизвольно:

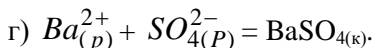
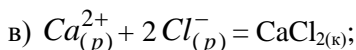
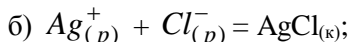
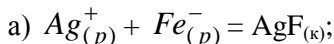


4.32. При растворении в воде 10 г безводного  $\text{CaCl}_2$  выделилось 6,82 кДж, а при растворении в воде 10 г кристаллогидрата  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  поглотилось 0,87 кДж. Определить стандартную энтальпию образования кристаллогидрата из безводной соли и воды.

4.33. Определить стандартную энтальпию образования этана исходя из следующих термохимических уравнений:



4.34. Вычислить  $\Delta_r\text{G}^0(298\text{К})$  образования соли из ионов и определить, в каком случае произойдет образование осадка соли, а в каком будет преобладать переход соли в раствор в воде ионов:



## 5. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

*Скорость химической реакции измеряется количеством вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объема системы (для гомогенной реакции) или на единице площади поверхности раздела фаз (для гетерогенной реакции):*

$$v = \Delta C / \Delta \tau, \quad (5.1)$$

где  $v$  – скорость химической реакции;

$\Delta C$  – изменение концентрации вещества;

$\Delta \tau$  – промежуток времени.

Так как изменения концентраций участвующих в реакции веществ находятся в стехиометрической зависимости друг от друга, то для выражения скорости химической реакции может быть взято изменение концентрации любого из участвующих в реакции веществ.

Скорость реакции зависит от температуры, концентрации и природы реагирующих веществ, а также присутствия в системе катализатора.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ для простейшей одностадийной реакции выражается законом действия масс: **скорость химической реакции ( $v$ ) при постоянных внешних условиях ( $P, T$ ) прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.** Для реакций, протекающих по схеме  $m A + n B = p C$ :

$$v = k C_A^m \cdot C_B^n, \quad (5.2)$$

где  $C_A$  и  $C_B$  – концентрации реагирующих веществ, моль/л;

$m$  и  $n$  – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;

$k$  – константа скорости реакции,

$v$  – скорость реакции, моль·с<sup>-1</sup>·л<sup>-1</sup>.

Так как скорость химической реакции зависит от температуры, то  $k$  – величина, постоянная только при данной температуре. Константа скорости не зависит от концентрации реагентов.

**Порядок простых реакций** определяется суммой показателей степеней при концентрациях реагирующих веществ в уравнении скорости реакции.

Для реакции **первого порядка** константа скорости определяется по уравнению

$$k = \frac{2,303}{\tau} \lg \frac{a}{a-x}, \text{ с}^{-1}, \quad (5.3)$$

где  $\tau$  – продолжительность реакции, с;

$a$  – исходная концентрация вещества, моль/л;

$(a - x)$  – концентрация вещества (моль/л) по истечении времени  $\tau$  (с).

Закон действия масс относится только к газообразным и растворенным веществам. Если наряду с ними в реакции участвуют также твердые вещества, концентрация которых постоянна (гетерогенные реакции), то скорость реакции изменяется только в зависимости от концентрации газов или растворенных веществ:

$$v = k \cdot C \cdot S, \quad (5.4)$$

где  $C$  – концентрация газообразного или жидкого вещества, моль/л;  
 $S$  – суммарная площадь поверхности раздела фаз, м<sup>2</sup>.

Приближенная зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа: **при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза:**

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (5.5)$$

где  $v_{T_1}$  и  $k_{T_1}$  – скорость и константа скорости реакции при температуре  $T_1$ ;

$v_{T_2}$  и  $k_{T_2}$  – скорость и константа скорости реакции при температуре  $T_2$  ( $T_2 > T_1$ );

$\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции ( $\gamma = 2 \dots 4$ ).

Зависимость константы скорости реакции от **энергии активации** ( $E_a$ , кДж/моль) выражается **уравнением Аррениуса:**

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \cdot e^{\frac{S}{R}}, \quad (5.6)$$

где  $A$  – предэкспоненциальный множитель;

$e$  – основание натурального логарифма (2,718...);

$R$  – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж · моль<sup>-1</sup> · К<sup>-1</sup>);

$T$  – температура, К;

$S$  – энтропия реакции, Дж/К;

$E_a$  – энергия активации, т.е. минимальная избыточная энергия (по сравнению со значением средней энергии реагирующих молекул), которой должны обладать молекулы, чтобы реакция стала возможной.

В общем случае, если температура реакции изменилась от  $T_1$  до  $T_2$ , уравнение (5.6) преобразуется к виду

$$\lg \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{2,3R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right). \quad (5.7)$$



Скорость химических реакций возрастает в присутствии *катализатора*. Зависимость скорости реакции от наличия катализатора выражается следующим уравнением:

$$\lg \frac{v_{\text{кат}}}{v} = \lg \frac{k_{\text{кат}}}{k} = \frac{E_a - E_{a(\text{кат})}}{2,3RT}, \quad (5.8)$$

где  $v_{\text{кат}}$  и  $E_{a(\text{кат})}$  – скорость и энергия активации химической реакции в присутствии катализатора;

$v$  и  $E_a$  – скорость и энергия активации реакции химической реакции без катализатора.

### Задачи

5.1. Константы скорости некоторой реакции при 273 К и 298 К равны соответственно 1,17 и 6,56. Определить температурный коэффициент скорости реакции.

5.2. Определить, во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода (II) в системе  $2\text{CO}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{C}_{(г)}$ , чтобы скорость реакции увеличилась в 4 раза.

5.3. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 3. Определить, как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 80 до 130°C.

5.4. Реакция протекает по уравнению:  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ . Начальные концентрации реагирующих веществ были:  $C_{\text{NO}} = 0,8$  моль/л,  $C_{\text{O}_2} = 0,6$  моль/л. Определить, как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л.

5.5. Рассчитать, во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на 50°C, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

5.6. Реакция протекает по уравнению:  $\text{H}_{2(г)} + \text{J}_{2(г)} = 2\text{HJ}_{(г)}$ . При 508 К константа скорости реакции равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ  $C_{\text{H}_2} = 0,04$  моль/л,  $C_{\text{J}_2} = 0,05$  моль/л. Вычислить начальную скорость реакции и скорость ее в тот момент, когда концентрация водорода уменьшится в два раза.

5.7. Определить, на сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 90 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

5.8. Определить, во сколько раз изменится скорость реакции при введении катализатора, если она протекает при температуре 298 К. Энергия активации реакции без катализатора соответствует 65 кДж/моль, с катализатором – 52 кДж/моль.

5.9. Рассчитать температурный коэффициент скорости реакции разложения муравьиной кислоты  $\text{НСООН}$  на  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2$  в присутствии катализатора, если константа скорости этой реакции при 413 К равна  $5,5 \cdot 10^{-4}$ , а при 458 К –  $9,2 \cdot 10^{-3}$ .

5.10. Определить, как изменятся концентрации реагирующих веществ (исходные концентрации реагирующих веществ А и В одинаковы) к тому моменту, когда скорость реакции, протекающей согласно уравнению  $A_{(r)} + B_{(r)} = C_{(r)}$ , уменьшится в 100 раз.

5.11. Температурный коэффициент скорости реакции разложения иодоводорода  $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$  равен 2. Вычислить константу скорости этой реакции при 684 К, если при 629 К константа скорости равна  $8,9 \cdot 10^{-5}$ .

5.12. Скорость реакции  $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} = 2\text{SO}_{3(r)}$  при концентрациях реагирующих веществ  $C_{\text{SO}_2} = 0,3$  моль/л и  $C_{\text{O}_2} = 0,15$  моль/л составила  $1,2 \cdot 10^{-3}$  моль/л·с. Найти значение константы скорости реакции.

5.13. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если константа скорости ее при 100°C составляет  $6 \cdot 10^{-4}$ , а при 150°C –  $7,2 \cdot 10^{-2}$ .

5.14. Разложение  $\text{N}_2\text{O}$  на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению:  $2\text{N}_2\text{O}_{(r)} = 2\text{N}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)}$ . Константа скорости данной реакции равна  $5 \cdot 10^{-4}$ . Начальная концентрация  $\text{N}_2\text{O}$  – 3,3 моль/л. Определить скорость реакции при заданной температуре в начальный момент времени и в тот момент, когда разложится 25%  $\text{N}_2\text{O}$ .

5.15. Две реакции при 283 К протекают с одинаковой скоростью. Температурные коэффициенты скорости первой и второй реакций равны соответственно 2 и 3. Определить отношение скоростей реакций, если первую из них провести при 353 К, а вторую – при 333 К?

5.16. Вычислить, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей при температуре 300 К, если энергию активации уменьшить на 4 кДж/моль.

5.17. Определить температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 50° реакция замедлилась в 2,5 раза.

5.18. Энергия активации реакции разложения  $N_2O_{5(r)} = N_2O_{4(r)} + O_{2(r)}$  равна 103,5 кДж/моль. Константа скорости этой реакции при 298 К равна  $2,03 \cdot 10^{-3}$ . Вычислить константу скорости этой реакции при 288 К.

5.19. Вычислить, при какой температуре реакция закончится за 45 мин, если при 293 К на это требуется 3 ч. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3,2.

5.20. При разложении некоторого вещества за 60 секунд при температуре 600 К выделилось 8,6 см<sup>3</sup> кислорода, а при температуре 640 К за то же время выделилось 19,1 см<sup>3</sup> кислорода. Определить температурный коэффициент скорости реакции, если при полном разложении вещества выделилось 36,2 см<sup>3</sup> кислорода.

5.21. Константы скорости реакции первого порядка при 288 К и 325 К соответственно равны  $2 \cdot 10^{-2}$  и 0,38. Определить температурный коэффициент скорости и константу скорости этой реакции при температуре 303 К.

5.22. Температурный коэффициент скорости одной реакции равен 3, второй – 4. При некоторой температуре константа скорости второй реакции в 3 раза выше константы скорости первой. Рассчитать, на сколько следует повысить температуру, чтобы константа скорости второй реакции в 5 раз превысила константу скорости первой.

5.23. Вычислить энергию активации реакции разложения оксида азота (IV)  $2NO_{2(r)} = 2NO_{(r)} + O_{2(r)}$ , если константы скорости этой реакции при 600 К и 640 К соответственно равны 83,9 и 407,0.

5.24. Определить, как изменится скорость реакции  $H_{2(r)} + J_{2(r)} = 2HJ_{(r)}$ , если: а) увеличить давление в системе в 2 раза; б) объем системы увеличить в 3 раза; в) концентрацию иода в системе увеличить в 2 раза.

5.25. При разложении некоторого вещества за 100 секунд при температуре 300 К выделилось 9,1 см<sup>3</sup> кислорода, а при температуре 360 К за то же время выделилось 17,3 см<sup>3</sup> кислорода. Определить

энергию активации реакции, если при полном разложении вещества выделилось  $27,4 \text{ см}^3$  кислорода.

5.26. Константы скорости реакции первого порядка при 303 и 308 К соответственно равны  $2,2 \cdot 10^{-3}$  и  $4,1 \cdot 10^{-3} \text{ мин}^{-1}$ . Рассчитать энергию активации этой реакции и время, в течение которого эта реакция завершится на 75% при 308 К.

5.27. При температуре  $100^\circ\text{C}$  скорость одной реакции в 2 раза больше скорости второй. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, второй – 4. Определить, при какой температуре скорости обеих реакций станут равными.

5.28. Энергия активации реакции  $2\text{HJ}_{(r)} = \text{H}_{2(r)} + \text{J}_{2(r)}$  равна  $186,4 \text{ кДж/моль}$ . Рассчитать константу скорости этой реакции при 700 К, если  $K_{456 \text{ К}} = 0,942 \cdot 10^{-6}$ .

5.29. Константа скорости реакции первого порядка равна  $2,5 \cdot 10^{-5}$ . Определить, какое количество вещества останется непрореагировавшим через 10 часов после начала реакции. Начальная концентрация равна 1 моль/л.

5.30. При 393 К реакция заканчивается за 18 мин. Рассчитать, через сколько времени эта реакция закончится при 453 К и 353 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

5.31. Определить значение энергии активации реакции, скорость которой при 300 К в 10 раз больше скорости при 280 К.

5.32. Как изменится скорость реакции  $2\text{A}_{(r)} + \text{B}_{(r)} = 2\text{C}_{(r)}$ , если:

а) увеличить давление в системе в 3 раза;

б) уменьшить объем системы в 2 раза;

в) увеличить концентрацию вещества А в 2 раза?

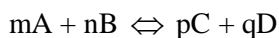
5.33. При  $150^\circ\text{C}$  некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Сколько времени потребуется для проведения той же реакция при: а)  $200^\circ\text{C}$  и б)  $80^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5.

5.34. Вычислить энергию активации и константу скорости реакции  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$  при 303 К, если константы скорости реакции при 288 и 313 К соответственно равны  $3,1 \cdot 10^{-4}$  и  $8,5 \cdot 10^{-3}$ .

## 6. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Реакции, протекающие одновременно в двух взаимно противоположных направлениях, называют обратимыми. Реакцию, протекающую слева направо, называют прямой, а справа налево – обратной.

В начале процесса концентрация исходных веществ велика, а конечных продуктов – мала, поэтому скорость прямой реакции больше обратной. По мере уменьшения концентраций исходных веществ и увеличения концентраций продуктов реакции скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной реакции возрастает. Через некоторое время эти скорости становятся равными и наступает состояние химического равновесия. Это состояние характеризуется константой химического равновесия. Для реакции

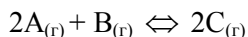


константа равновесия выразится уравнением

$$K_C = \frac{K_{np}}{K_{обр}} = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n}.$$

В этом уравнении  $[A]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$ ,  $[B]$  – равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л),  $n$ ,  $m$ ,  $p$ ,  $q$  – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции,  $K_{np}$ ,  $K_{обр}$  – константы скоростей прямой и обратной реакций.

Константа равновесия может быть выражена также через парциальные давления. Для реакции



$$K_P = \frac{P_C^2}{P_A^2 P_B},$$

$P_C$ ,  $P_A$ ,  $P_B$  – равновесные парциальные давления реагирующих веществ.

Для реакций, протекающих в гетерогенной системе, концентрации веществ, находящихся в конденсированном состоянии, в выражение константы равновесия не входят.

Например:



$$K_P = P_{CO_2}.$$

Константа равновесия химической реакции связана со стандартным изменением энергии Гиббса уравнением

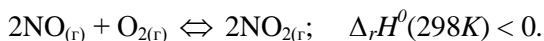
$$-2,3RT \lg K_p = \Delta_r G^0(298K) = \Delta_r H^0(298K) - T \Delta_r S^0(298K).$$

Вычислив  $\Delta_r G$  при любой температуре, можно рассчитать при этих условиях значение  $K_p$ . Следует отметить, что  $\Delta_r G^0(298K) < 0$  только в случае, когда  $\lg K_p > 0$ , т.е.  $K_p > 1$ ;  $\Delta_r G^0(298K) > 0$ , когда  $\lg K_p < 0$ , т.е.  $K_p < 1$ . В целом константа равновесия определяет глубину протекания процесса к моменту достижения равновесного состояния. Чем больше эта величина, тем больше степень превращения исходных веществ в конечные. Случай, когда  $K_p = 1$ , соответствует минимуму энергии Гиббса, т.е.  $\Delta_r G^0(298K) = 0$ , тогда  $\Delta_r G^0(298K) = \Delta_r H^0(298K) - T \Delta_r S^0(298K)$ , отсюда можно определить температуру, при которой  $K_p = 1$ .

$$T = \frac{\Delta_r H^0(298K)}{\Delta_r S^0(298K)}.$$

Система будет находиться в состоянии равновесия до тех пор, пока внешние условия (температура, давление, объем и концентрация) остаются неизменными. При изменении условий система переходит в новое равновесное состояние. Направление смещения химического равновесия определяется принципом Ле Шателье: «Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в таком направлении, которое ослабляет внешнее воздействие».

Правило Ле Шателье рассмотрим на примере:



а). **Влияние температуры.** Записываем выражение для константы равновесия:

$$K_p = 10^{\frac{\Delta_r H^0(298K) - T \Delta_r S^0(298K)}{2,3RT}} = 10^{\frac{\Delta_r H^0(298K)}{2,3RT} + \frac{\Delta_r S^0(298K)}{2,3R}}.$$

Так как  $\Delta_r H^0(298K) < 0$ , то значение  $K_P$  будет 10 в дробной положительной степени. Тогда при понижении температуры значение показателя степени и  $K_P$  будут возрастать. И так как

$$K_P = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{NO}^2 P_{O_2}}$$

то увеличение  $K_P$  возможно при увеличении числителя и уменьшении знаменателя, т.е. равновесие сдвигается вправо.

б). **Влияние концентраций.** Записываем выражение для константы равновесия  $K_C$  обратимой реакции:

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 [O_2]}$$

Так как константа равновесия не зависит от концентрации веществ, то при увеличении концентрации  $NO_2$  концентрации  $NO$  и  $O_2$  должны также увеличиться, а это значит, что равновесие смещается влево.

в). **Влияния давления.** В соответствии с принципом Ле Шателье увеличение давления смещает равновесие в сторону той (прямой или обратной) реакции, которая сопровождается уменьшением суммарного числа молей газообразных продуктов реакции или исходных веществ соответственно:

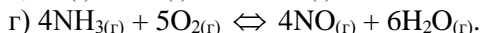
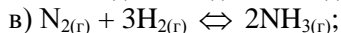
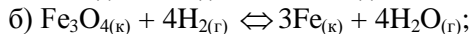
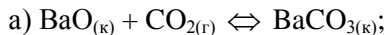
$$\Sigma n_{\text{исх.в-ва}} = 2 \text{ моль } NO_{(г)} + 1 \text{ моль } O_{2(г)} = 3 \text{ моль};$$

$$\Sigma n_{\text{прод.реак.}} = 2 \text{ моль}.$$

Тогда, при повышении давления, равновесие в приведенной в качестве примера системе смещается вправо.

### Задачи

6.1. Записать выражение для константы равновесия следующих реакций:



6.2. Как влияют на равновесие в системе  $3\text{H}_{2(\text{r})} + \text{N}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})}$ ;  $\Delta_{\text{r}}H^0(298 \text{ K}) = -92,4 \text{ кДж}$

- понижение давления;
- повышение температуры;
- увеличение концентрации исходных веществ?

6.3. Найти температуру, при которой константа равновесия реакции  $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$  равна единице. Записать выражение для константы равновесия данной реакции.

6.4. Вычислить константу равновесия для реакции, протекающей по уравнению  $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{r})}$ , зная, что в состоянии равновесия равновесные концентрации веществ равны:  $[\text{SO}_3] = 0,02 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{SO}_2] = 0,06 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{O}_2] = 0,07 \text{ моль/л}$ .

6.5. При некоторой температуре равновесие в системе  $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{r})}$  установилось при следующих концентрациях:  $[\text{NO}_2] = 0,006 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{NO}] = 0,24 \text{ моль/л}$ . Рассчитать константу равновесия реакции и исходную концентрацию  $\text{NO}_2$ .

6.6. Найти константу равновесия реакции  $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{r})}$ , если начальная концентрация  $\text{N}_2\text{O}_4$  составляла  $0,08 \text{ моль/л}$ , а к моменту наступления равновесия подверглось превращению  $50\% \text{ N}_2\text{O}_4$ .

6.7. Используя справочные данные по  $\Delta_{\text{r}}H^0(298 \text{ K}, \text{B})$  и  $S^0(298 \text{ K}, \text{B})$ , вычислить константы равновесия при  $298 \text{ K}$  и при  $1000 \text{ K}$  реакции  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$ .

6.8. Реакция образования оксида азота (IV) выражается уравнением  $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{r})}$ . Как изменится скорость прямой и обратной реакции, если увеличить давление в 3 раза, а температуру оставить постоянной? Вызовет ли это смещения равновесия?

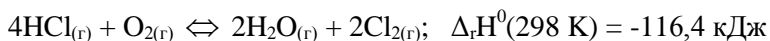
6.9. Записать выражение константы равновесия для реакции  $\text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{N}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{C}_{(\text{кр})} + 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{r})}$  и вычислить ее значение при  $2000 \text{ K}$ , используя справочные данные по  $\Delta_{\text{f}}G^0(298 \text{ K})$ .

6.10. Вычислить температуру, начиная с которой термодинамически возможен самопроизвольный процесс разложения метана ( $\text{CH}_4$ ) на простые вещества.

6.11. Вычислить константу равновесия для реакции, протекающей по уравнению  $2\text{NO}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$ , зная, что в состоянии равновесия равновесные концентрации веществ равны:  $[\text{NO}_2] = 0,06 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{NO}] = 0,24 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{O}_2] = 0,12 \text{ моль/л}$ .

6.12. Определить, в каком направлении сместится равновесие в следующей системе:





при: а) увеличении давления;

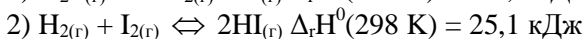
б) повышении температуры;

в) введении катализатора.

6.13. В какую сторону сместится равновесие реакции  $\text{PCl}_{5(r)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(r)} + \text{Cl}_{2(r)}$ ,  $\Delta_r H^0(298 \text{ K}) = 92,45 \text{ кДж}$ , если повысить температуру на  $30^\circ$ ? Температурный коэффициент прямой реакции равен 2,5, а обратной 3,2.

6.14. Вычислить константу равновесия реакции  $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{кр})} + 3\text{SO}_{3(r)} \rightleftharpoons \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{кр})}$  при температуре 2000 К, используя справочные данные по  $\Delta_r G^0(298 \text{ K})$  вещества. Записать выражение для константы равновесия данной реакции.

6.15. На основании принципа Ле Шателье установить, в каком направлении сместится равновесие в следующих системах:



при: а) увеличении концентрации реагентов;

б) увеличении температуры.

6.16. Используя справочные данные по  $\Delta_r H^0(298 \text{ K}, \text{B})$  и  $S^0(298 \text{ K}, \text{B})$ , определить температуру, при которой константа равновесия реакции  $2\text{NO}_{2(r)} = \text{N}_2\text{O}_{4(r)}$  равна единице. Записать выражение для константы равновесия данной реакции. В каком направлении сместится равновесие при температуре более низкой, чем найденная?

6.17. Записать выражение константы равновесия для реакции  $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(r)} \rightleftharpoons \text{CaCO}_{3(к)}$  и вычислить ее значение при 1000 К, используя справочные данные по  $\Delta_r G^0(298 \text{ K})$ .

6.18. Вычислить константу равновесия для гомогенной системы  $2\text{H}_2\text{S}_{(r)} + 3\text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(r)} + 2\text{SO}_{2(r)}$ , если исходные концентрации  $\text{H}_2\text{S}_{(r)}$  и  $\text{O}_{2(r)}$  соответственно равны 1,7 и 1,8 моль/л, а равновесная концентрация  $\text{H}_2\text{O}_{(r)}$  равна 1,1.

6.19. При состоянии равновесия в системе  $\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(r)}$   $\Delta_r H^0(298 \text{ K}) = -92,4 \text{ кДж}$ , равновесные концентрации веществ равны:  $[\text{N}_2] = 3 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{H}_2] = 9 \text{ моль/л}$ ;  $[\text{NH}_3] = 4 \text{ моль/л}$ . Определить: а) исходные концентрации  $\text{N}_2$  и  $\text{H}_2$ ; б) в каком направлении сместится равновесие с ростом температуры; в) в каком направлении сместится равновесие, если уменьшить объем реакционного сосуда.

6.20. Константа равновесия обратимой реакции  $A_{(r)} + B_{(r)} \rightleftharpoons C_{(r)} + D_{(r)}$  равна 1. Вычислить равновесные концентрации всех веществ, если известно, что в начале реакции система содержала 6,0 моль вещества А и 4,0 моль вещества В. Объем системы 10 л.

6.21. Химическое равновесие реакции  $CO_{2(r)} + H_{2(r)} \rightleftharpoons CO_{(r)} + H_2O_{(r)}$  установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:  $[CO_2] = 7$  моль/л;  $[H_2] = 5$  моль/л;  $[CO] = 10$  моль/л;  $[H_2O] = 14$  моль/л. Равновесие системы было нарушено из-за того, что концентрация  $H_2O$  была уменьшена до 11 моль/л. Вычислить равновесные концентрации реагирующих веществ после сдвига равновесия.

6.22. Для реакции  $H_{2(r)} + Br_{2(r)} \rightleftharpoons 2HBr_{(r)}$  при некоторой температуре константа равновесия равна единице. Найти равновесные концентрации всех компонентов системы, если исходные концентрации водорода и брома равны соответственно 6 моль/л и 2 моль/л.

6.23. Равновесие в системе  $2NO_{(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2NO_{2(r)}$  установилось при следующих концентрациях:  $[NO] = 0,020$  моль/л;  $[NO_2] = 0,030$  моль/л. Константа равновесия реакции равна 2,2. Вычислить исходную концентрацию кислорода.

6.24. Константа равновесия реакции  $FeO_{(k)} + CO_{(r)} \rightleftharpoons Fe_{(k)} + CO_{2(r)}$  при некоторой температуре равна 0,5. Рассчитать равновесные концентрации  $CO$  и  $CO_2$ , если начальные концентрации этих веществ составляли:  $CO = 0,05$  моль/л;  $CO_2 = 0,01$  моль/л.

6.25. Используя справочные данные по  $\Delta H^0(298 \text{ К, В})$  и  $S^0(298 \text{ К, В})$ , вычислить значение константы равновесия при 400 К для реакции  $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} \rightleftharpoons 2NH_{3(r)}$ . Записать выражение  $K_p$  для данной реакции.

6.26. Равновесие в системе  $H_{2(r)} + I_{2(r)} \rightleftharpoons 2HI_{(r)}$  установилось при следующих концентрациях:  $[H_2] = 0,05$  моль/л;  $[I_2] = 0,005$  моль/л;  $[HI] = 0,09$  моль/л. Определить исходные концентрации иода и водорода.

6.27. Используя справочные данные по  $\Delta H^0(298 \text{ К, В})$  и  $S^0(298 \text{ К, В})$ , вычислить значение константы равновесия при 1000 К для реакции  $CO_{(r)} + H_2O_{(r)} \rightleftharpoons CO_{2(r)} + H_{2(r)}$ . Записать выражение константы равновесия для данной реакции.

6.28. Константа равновесия гомогенной системы  $CO_{(r)} + H_2O_{(r)} \rightleftharpoons CO_{2(r)} + H_{2(r)}$  при  $850^\circ\text{C}$  равна 1. Вычислить равновесные концентрации всех веществ, если исходные концентрации оксида углерода (II) и воды равны соответственно 3 моль/л и 2 моль/л.

6.29. Константа равновесия в системе  $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$  равна единице. Найти равновесные концентрации всех компонентов системы, если исходные концентрации иода и водорода равны соответственно 0,4 моль/л и 0,6 моль/л.

6.30. Для реакции  $2\text{CO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$  при 2000°C состав равновесной смеси по объему следующий: 85,2%  $\text{CO}_2$ ; 9,9%  $\text{CO}$  и 4,9%  $\text{O}_2$ , а общее давление в системе составляет 101,3 кПа. Рассчитать константу равновесия этой реакции при данной температуре.

6.31. Рассчитать равновесные концентрации газообразных веществ в системе  $\text{MgCl}_{2(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{MgO}_{(\text{к})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$ , если исходные концентрации составляли 0,9 моль/л для  $\text{O}_2$  и 0,2 моль/л для  $\text{Cl}_2$ . Константа равновесия равна единице.

6.32. Используя справочные данные по  $\Delta_f H^0(298 \text{ К, В})$  и  $S^0(298 \text{ К, В})$ , вычислить значение константы равновесия при 900 К для реакции  $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ . Записать выражение  $K_p$  для данной реакции.

6.33. При некоторой температуре равновесные концентрации обратимой химической реакции  $2\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{C}_{(\text{г})}$  составляли:  $[\text{A}] = 0,04$  моль/л,  $[\text{B}] = 0,06$  моль/л,  $[\text{C}] = 0,02$  моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации веществ А и В.

6.34. Используя справочные данные по  $\Delta_f H^0(298 \text{ К, В})$  и  $S^0(298 \text{ К, В})$ , вычислить значение константы равновесия при 700 К для реакции  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})}$ . Записать выражение  $K_p$  для данной реакции.

## 7. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

**Неэлектролиты** – вещества, водные растворы которых не проводят электрический ток, потому что их молекулы не диссоциируют на ионы: глюкоза ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ), сахароза ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ). Свойства разбавленных растворов неэлектролитов зависят от числа их частиц в растворе.

**Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором нелетучего неэлектролита** пропорционально молярной доле растворенного неэлектролита:

$$\Delta p = p_0 \frac{n_B}{n_{p\text{-ля}} + n_B}; \quad n_B = \frac{m_B}{M_B}; \quad n_{p\text{-ля}} = \frac{m_{p\text{-ля}}}{M_{p\text{-ля}}},$$

где  $\Delta p = p_0 - p$  – понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором;

$p_0$  – давление насыщенного пара над чистым растворителем;

$p$  – давление насыщенного пара над раствором;

$n_B$  – количество растворенного неэлектролита, моль;

$n_{p-ля}$  – количество растворителя, моль;

$m_B$  – масса растворенного неэлектролита, г;

$m_{p-ля}$  – масса растворителя, г;

$M_B$  – молярная масса неэлектролита, г/моль;

$M_{p-ля}$  – молярная масса растворителя, г/моль.

**Давление насыщенного пара (p) растворителя над раствором** пропорционально молярной доле растворителя:

$$p = p_0 \frac{n_{p-ля}}{n_{p-ля} + n_B}.$$

**Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения раствора неэлектролита** пропорционально молярности растворенного вещества ( $C_m(B)$ ), моль/кг:

$$\Delta T_{зам} = K_T C_m(B) = K_T \frac{m_B 1000}{M_B m_{p-ля}};$$

$$\Delta T_{кип} = \mathcal{E}_T C_m(B) = \mathcal{E}_T \frac{m_B 1000}{M_B m_{p-ля}},$$

где  $K_T$  и  $\mathcal{E}_T$  – соответственно криоскопическая и эбулиоскопическая константы растворителя или понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения одномолярного раствора неэлектролита.

Для воды  $K_T^{H_2O} = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$ ,  $\mathcal{E}_T^{H_2O} = 0,52 \text{ К} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$ .

**Осмотическое давление ( $\pi$ , кПа)** равно давлению, которое производило бы растворенное вещество, если бы оно при той же температуре находилось в газообразном состоянии и занимало объем, равный объему раствора:

$$\pi = C_B RT = \frac{m_B}{M_B \cdot V_{p-ра}} RT,$$

где  $C_B$  – молярная концентрация вещества, моль/л;

$V_{p-ра}$  – объем раствора, л;

$T$  – температура, К;

$R$  – универсальная газовая постоянная (8,314 л·кПа·К<sup>-1</sup>·моль<sup>-1</sup>).

**Электролиты** – вещества, проводящие в расплавах или водных растворах электрический ток (соли, основания, кислоты). Электролиты в расплавах или водных растворах диссоциируют на ионы. Поэтому общее число частиц растворенного вещества в растворе увеличивается по сравнению с раствором неэлектролита той же молярной концентрации в  $i$  раз ( $i$  – изотонический коэффициент).

В водных растворах все ионы электролита окружены молекулами воды (гидратированы). В концентрированных растворах сильных электролитов гидратированные ионы взаимодействуют между собой. Это взаимодействие определяется величиной кажущейся степени его диссоциации  $\alpha$  ( $\alpha < 1$ ). Кажущаяся степень электролитической диссоциации для сильных электролитов связана с изотоническим коэффициентом уравнением  $\alpha = \frac{i-1}{k-1}$ , где  $k$  – суммарное число ионов, на которые диссоциирует одна молекула электролита. Для NaCl  $k = 2$ , Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>  $k = 5$  и т.д. При применении вышеуказанных законов к растворам сильных электролитов все расчеты должны проводиться с учетом изотонического коэффициента.

Для электролитов

$$\Delta p = p_0 \frac{in_B}{in_B + n_{p-ля}}; \quad p = p_0 \frac{n_{p-ля}}{n_{p-ля} + in_B};$$

$\Delta T_{зам.} = iK_T C_m(B)$ ;  $\Delta T_{кип.} = i\Delta T C_m(B)$ ;  $\pi = iC_B RT$ , где все обозначения аналогичны обозначениям для неэлектролитов.

## Задачи

7.1. Найти при 338 К давление насыщенного пара над раствором, содержащим 13,68 г сахарозы ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) в 90 г  $H_2O$ , если давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 25 кПа.

7.2. На сколько градусов повысится температура кипения раствора, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы ( $C_6H_{12}O_6$ )?

7.3. Определить осмотическое давление раствора, содержащего 0,5 г метилового спирта ( $CH_3OH$ ) в 100 см<sup>3</sup> раствора при 300 К.

7.4. Вычислить давление насыщенного пара над 1%-ным раствором сахарозы ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) при 100°C.

7.5. При растворении 0,4 г некоторого неэлектролита в 10 г воды температура кристаллизации раствора понижается на 1,24°C. Вычислить молярную массу растворенного неэлектролита.

7.6. Сколько граммов глюкозы ( $C_6H_{12}O_6$ ) содержится в 200 см<sup>3</sup> раствора, осмотическое давление которого при 37°C составляет 810,4 кПа?

7.7. При 293 К давление насыщенного пара над водой равно 2,34 кПа. Сколько граммов глицерина ( $C_3H_5(OH)_3$ ) надо растворить в 180 г воды, чтобы понизить давление насыщенного пара над раствором на 133,3 Па?

7.8. В каком количестве воды следует растворить 23 г глицерина  $C_3H_5(OH)_3$ , чтобы получить раствор с температурой кипения 100,1°C?

7.9. Осмотическое давление раствора, в 250 см<sup>3</sup> которого содержится 0,66 г мочевины, равно 111,1 кПа при 33°C. Вычислить молярную массу мочевины.

7.10. Давление насыщенного пара над водой при 20°C составляет 2338 Па. Сколько граммов сахарозы  $C_{12}H_{22}O_{11}$  следует растворить в 720 г воды для получения раствора, давление насыщенного пара над которым на 18,7 Па меньше давления насыщенного пара над водой. Вычислить массовую долю сахарозы в растворе.

7.11. Температура кипения эфира 34,6°C, а его эбуллиоскопическая константа равна 2,16. Вычислить молярную массу бензойной кислоты, если известно, что 5%-ный раствор этой кислоты в эфире кипит при 35,53°C.

7.12. Осмотическое давление некоторого раствора при (-3)°C составляет 2735 кПа. При какой температуре осмотическое давление достигнет 3040 кПа?

7.13. Водный раствор с массовой долей спирта 15% кристаллизуется при  $-10,26^{\circ}\text{C}$ . Найти молярную массу спирта.

7.14. Вычислить температуру замерзания водного раствора мочевины  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , в котором на 100 моль воды приходится 1 моль растворенного вещества.

7.15. Вычислить осмотическое давление 0,5М раствора глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  при  $25^{\circ}\text{C}$ .

7.16. Раствор, содержащий 4,6 г глицерина  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$  в 71 г ацетона, кипит при  $56,73^{\circ}\text{C}$ . Определить эбулиоскопическую константу ацетона, если температура кипения ацетона  $56,24^{\circ}\text{C}$ .

7.17. Давление насыщенного пара над водой при  $10^{\circ}\text{C}$  составляет 1228 Па. В каком количестве воды следует растворить 23 г глицерина  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$  для получения раствора, давление насыщенного пара над которым составляет 1200 Па при той же температуре? Вычислить массовую долю глицерина в растворе.

7.18. При  $100^{\circ}\text{C}$  давление насыщенного пара над раствором, содержащим 0,05 моль сульфата натрия в 450 г воды, равно 100,8 кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации сульфата натрия.

7.19. При  $0^{\circ}\text{C}$  осмотическое давление 0,1н раствора карбоната калия равно 272,6 кПа. Определить кажущуюся степень диссоциации карбоната калия в растворе.

7.20. Раствор, содержащий 33,2 г нитрата бария в 300 г воды, кипит при  $100,466^{\circ}\text{C}$ . Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

7.21. Раствор содержит 3,38% нитрата кальция, кажущаяся степень диссоциации которого составляет 0,65. Вычислить осмотическое давление раствора при  $40^{\circ}\text{C}$ , приняв плотность его равной  $1,01 \text{ г/см}^3$ .

7.22. При растворении 55,8 г хлорида цинка в 5 кг воды получился раствор, замерзающий при  $-0,385^{\circ}\text{C}$ . Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

7.23. Вычислить давление насыщенного пара над 10%-ным раствором нитрата бария при  $28^{\circ}\text{C}$ . Давление насыщенного пара над водой при той же температуре составляет 3775 Па. Кажущаяся степень диссоциации соли 0,58.

7.24. Раствор  $\text{KIO}_3$ , в  $500 \text{ см}^3$  которого содержится 5,35 г соли, оказывает при  $17,5^{\circ}\text{C}$  осмотическое давление, равное 221 кПа. Вы-

числить изотонический коэффициент и кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

7.25. Определить температуру кипения и замерзания 10%-ного раствора сульфата алюминия, кажущаяся степень диссоциации которого равна 0,75.  $K_T^{H_2O} = 1,86$ ,  $\Delta_T^{H_2O} = 0,52$ .

7.26. Давление насыщенного пара над раствором, содержащим 16,72 г нитрата кальция в 250 г воды, составляет 1903 Па. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли, если давление насыщенного пара над водой при той же температуре составляет 1937 Па.

7.27. Вычислить кажущуюся степень диссоциации хлорида кальция в растворе, содержащем 0,1 моль хлорида кальция в 500 г воды. Температура замерзания раствора  $-0,740^\circ\text{C}$ .

7.28. Вычислить осмотическое давление при 290 К раствора сульфата натрия, в 1,5 л которого содержится 7,1 г растворенной соли. Кажущаяся степень диссоциации соли в растворе составляет 0,69.

7.29. Определить давление насыщенного пара над 0,5%-ным водным раствором гидроксида калия при  $50^\circ\text{C}$ . Давление насыщенного пара над водой при этой температуре равно 12334 Па. Кажущаяся степень диссоциации гидроксида калия в этом растворе равна 87%.

7.30. Изотонический коэффициент 6,8%-ного раствора соляной кислоты равен 1,66. Вычислить температуру кипения и замерзания этого раствора.  $K_T^{H_2O} = 1,86$ ,  $\Delta_T^{H_2O} = 0,52$ .

7.31. Давление насыщенного пара над раствором, содержащим 24,8 г хлорида калия в 100 г воды, при  $100^\circ\text{C}$  равно 91,400 кПа. Вычислить изотонический коэффициент, если давление насыщенного пара над водой при этой температуре равно 101,325 кПа.

7.32. Раствор нитрата калия, содержащий 8,44% соли, показывает прирост температуры кипения на  $0,79^\circ\text{C}$  по сравнению с температурой кипения воды. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

7.33. Кажущаяся степень диссоциации хлорида калия в 0,1н растворе равна 0,8. Чему равно осмотическое давление этого раствора при  $17^\circ\text{C}$ ?

7.34. Температура кипения 3,2%-ного раствора хлорида бария  $100,21^\circ\text{C}$ . Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.



## 8. РАСТВОРЫ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

### 8.1. Диссоциация электролитов

При растворении электролитов в полярных растворителях они в различной степени распадаются на катионы и анионы. Этот процесс называется электролитической диссоциацией.

Электролиты, диссоциирующие не полностью, называются слабыми (табл. 9.1). К ним относятся вода, гидроксид аммония, нерастворимые гидроксиды, минеральные кислоты ( $H_2CO_3$ ,  $H_2S$ ,  $HCN$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $H_3BO_3$ ,  $HClO$ ,  $H_3AsO_3$ ) и почти все органические кислоты. В растворах слабых электролитов устанавливается следующее равновесие:



тогда первое равновесие (диссоциация по первой ступени) характеризуется первой константой диссоциации:

$$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7},$$

а второе (диссоциация по второй ступени) – второй константой диссоциации:

$$K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4,7 \cdot 10^{-11}.$$

Суммарной реакции равновесия  $H_2CO_3 \Leftrightarrow 2H^+ + CO_3^{2-}$  отвечает суммарная константа равновесия

$$K = \frac{[H^+]^2[HCO_3^{2-}]}{[H_2CO_3]} \text{ или } K = K_1 \cdot K_2 = 2,1 \cdot 10^{-17}.$$

Константа диссоциации по первой ступени всегда больше константы диссоциации по второй ступени и т.д.:  $K_1 > K_2 > K_3$ .

Для слабых электролитов

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C_B}{1 - \alpha},$$

где  $C_B$  – молярная концентрация электролита, моль/л;

$\alpha$  – степень диссоциации электролита – отношение числа его молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе.

Для электролитов, у которых  $\alpha \ll 1$ ,  $K = \alpha^2 C_B$ , тогда  $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_B}}$ .

Электролиты, практически полностью диссоциирующие в полярных растворителях, называются сильными электролитами (табл. 9.1).

В растворах сильных электролитов концентрация ионов велика, поэтому силы межйонного взаимодействия заметно проявляются уже при незначительной концентрации электролита. В связи с этим значение степени диссоциации сильных электролитов называется кажущейся степенью диссоциации ( $\alpha_{\text{каж}}$ ).

Для оценки состояния ионов в растворах сильных электролитов пользуются активностью ( $a$ ). Это эффективная, условная концентрация иона, соответственно которой он действует в химических реакциях:

$$a = f \cdot C_B,$$

где  $f$  – коэффициент активности

$C_B$  – молярная концентрация иона, моль/л.

Коэффициент активности ионов зависит от состава и концентрации раствора, от заряда и природы иона. В разбавленных растворах ( $C_B < 0,5$  моль/л) коэффициент активности зависит только от заряда иона ( $z$ ) и ионной силы ( $I$ ) раствора:

$$I = 0,5 \sum_{i=1}^n C_{B_i} Z_i^2, \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

Значения коэффициентов активности ионов в зависимости от их заряда и ионной силы раствора приведены в таблице (табл. П4).

Приближенно коэффициент активности можно определить по следующим формулам:

$$\lg f = -0,5Z^2\sqrt{I}, \text{ если } I < 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1};$$

$$\lg f = -0,5Z^2\sqrt{I}/(1 + \sqrt{I}), \text{ если } I > 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}.$$

## 8.2. Произведение растворимости

Равновесие в насыщенном растворе сильного малорастворимого электролита устанавливается между твердой солью (осадок) и перешедшими в раствор ионами:



Поскольку в растворах сильных электролитов состояние ионов определяется их активностями, то тогда

$$K = \frac{[a_{Ca^{2+}}]^3 \cdot [a_{PO_4^{3-}}]^2}{[a_{Ca_3(PO_4)_2}]}.$$

Так как  $a_{Ca_3(PO_4)_2} = const$ , обозначая

$$K \cdot a_{Ca_3(PO_4)_2} = PP_{Ca_3(PO_4)_2}, \text{ моль}^{(n+m)} \cdot \text{л}^{-(n+m)},$$

где  $PP$  – произведение растворимости;

$n$  – число катионов;

$m$  – число анионов,

получим  $[a_{Ca^{2+}}]^3 \cdot [a_{PO_4^{3-}}]^2 = PP_{Ca_3(PO_4)_2}$ .

Произведение активностей ионов в степенях их стехиометрических коэффициентов малорастворимого электролита, содержащихся в его насыщенном растворе (произведение растворимости), есть величина постоянная при данной температуре (табл. П5).

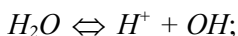
Если электролит малорастворим, то ионная сила его насыщенного раствора близка к нулю,  $f = 1$ , тогда

$$a = [C_B] \text{ и } PP_{Ca_3(PO_4)_2} = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2,$$

где  $[C_B]$  – молярная концентрация иона, моль/л.

### 8.3. Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вода, являясь слабым электролитом, в незначительной степени диссоциирует:



$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} (T = 25^0 C),$$

принимая концентрацию недиссоциированных молекул воды постоянной (55,55 моль/л), получаем  $[H^+][OH^-] = K \cdot [H_2O]$ , и обозначая  $K \cdot [H_2O] = K_B$ , получим  $[H^+][OH^-] = K_B$ , где  $K_B$  – ионное произведение воды.

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л; } K_B = 10^{-14}, \text{ моль}^2 \cdot \text{л}^{-2} \text{ (при } 25^0C\text{).}$$

Кислотность или щелочность раствора можно выразить с помощью водородного показателя:

$$pH = -\lg C_{H^+}; pOH = -\lg C_{OH^-}; pH + pOH = 14, \text{ тогда}$$

$$pH = 7 \quad C_{H^+} = 10^{-7} \text{ моль/л – нейтральный раствор;}$$

$$pH < 7 \quad C_{H^+} > 10^{-7} \text{ моль/л – кислый раствор;}$$

$$pH > 7 \quad C_{H^+} < 10^{-7} \text{ моль/л – щелочной раствор.}$$

### Задачи

8.1. Произведение растворимости сульфида цинка равно  $1,0 \cdot 10^{-23}$ . Вычислить растворимость соли.

8.2. В 3 л насыщенного при комнатной температуре раствора сульфата свинца содержится 0,232 г соли. Вычислить произведение растворимости сульфата свинца.

8.3. Константа диссоциации ортофосфорной кислоты по первой ступени равна  $7,11 \cdot 10^{-3}$ . Пренебрегая диссоциацией по другим ступеням, вычислить концентрацию ионов водорода в 0,5М растворе кислоты.

8.4. Определить константу диссоциации угольной кислоты по первой ступени, если концентрация ионов водорода в 0,005М растворе равна  $4,25 \cdot 10^{-5}$  моль/л.

8.5. Вычислить ионную силу раствора сульфата калия, молярная концентрация которого равна 0,02 моль/л.

8.6. Вычислить  $pH$  раствора, если концентрация ионов  $OH^-$  (моль/л) равна:  $2,5 \cdot 10^{-5}$ ;  $1,0 \cdot 10^{-7}$ ;  $5,0 \cdot 10^{-3}$ .

8.7. Произведение растворимости ортофосфата серебра составляет  $1,8 \cdot 10^{-18}$ . В каком объеме насыщенного раствора содержится 0,05 г растворенной соли?

8.8. Рассчитать концентрацию ионов  $OH^-$  в растворе,  $pH$  которого равен 3,2; 9,0; 5,5.

8.9. В 3 л насыщенного раствора иодата серебра ( $AgIO_3$ ), содержится в виде ионов 0,76 г серебра. Вычислить произведение растворимости иодата серебра.

8.10. Степень диссоциации (%) уксусной кислоты в 1М; 0,1М; 0,01М растворах соответственно равна: 0,42; 1,34; 4,25%. Определить константу диссоциации кислоты для этих растворов.

8.11. Вычислить активность ионов  $Na^+$ ,  $Cl^-$  в 0,01М растворе хлорида натрия.

8.12. Вычислить степень диссоциации и  $pH$  раствора азотистой кислоты в 0,5М растворе.

8.13. Рассчитать активность ионов  $Ca^{2+}$  и  $Cl^-$  в растворе, содержащем 0,925 г хлорида кальция в 500 г воды.

8.14. Определить степень диссоциации и концентрацию ионов  $OH^-$  в 0,1М растворе гидроксида аммония.

8.15. Кажущаяся степень диссоциации 0,12М раствора нитрата серебра равна 0,6. Вычислить активность ионов  $Ag^+$  и  $NO_3^-$ .

8.16. Концентрация нитрат ионов в растворе нитрата свинца равна 2,2 моль/л, кажущаяся степень диссоциации этой соли равна 0,72. Определить молярную концентрацию раствора.

8.17. Вычислить концентрацию ионов  $H^+$  и  $OH^-$  в растворе,  $pH$  которого равен: 8,0; 4,5; 2,1.

8.18. Определить  $pH$  в 0,1М растворе циановодородной кислоты, если к 1 л раствора кислоты добавили 0,1 моль цианида натрия, кажущаяся степень диссоциации которого равна 0,85.

8.19. Рассчитать  $pH$  раствора, содержащего в 1 л 0,02 моль хлороводородной кислоты и 0,12 моль хлорида калия.

8.20. Определить, во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода, если к 1000 см<sup>3</sup> 0,005М раствора уксусной кислоты добавить 0,05 моль ацетата натрия.

8.21. Определить, образуется ли осадок сульфида кадмия, если к 1 л 0,1М раствора нитрата кадмия прибавить такой же объем 0,01М сульфида натрия. Кажущаяся степень диссоциации нитрата кадмия равна 0,75; сульфида натрия – 0,87.

8.22. Вычислить активность ионов  $Mg^{+2}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $Cl^-$  в 1 л раствора, содержащем 0,05 моль хлорида магния и 0,01 моль сульфата магния.

8.23. Вычислить концентрацию ионов  $H^+$ ,  $HCO_3^-$  и  $CO_3^{2-}$  в 0,02М растворе угольной кислоты.

8.24. Вычислить ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л нитрата кадмия и 0,01 моль/л хлорида кадмия.

8.25. Рассчитать  $pH$  раствора, содержащего в одном литре 0,01 моль азотистой кислоты и 0,02 моль нитрата калия.

8.26. Во сколько раз растворимость хлорида серебра в 0,01М растворе хлорида натрия меньше, чем в воде? Расчет произвести с учетом коэффициентов активности.

8.27. Рассчитать  $pH$  раствора, содержащего в одном литре 0,1 моль уксусной кислоты и 0,1 моль ацетата натрия.

8.28. В 0,1М растворе уксусной кислоты степень диссоциации равна  $1,32 \cdot 10^{-2}$ . При какой концентрации азотистой кислоты ее степень диссоциации будет такой же?

8.29. Смешаны 0,2 л 0,01М раствора хлорида кальция и 0,5 л 0,02М раствора карбоната натрия. Определить, образуется ли осадок.

8.30. Определить, во сколько раз уменьшится концентрация ионов серебра в насыщенном растворе хлорида серебра, если прибавить к нему столько соляной кислоты, чтобы концентрация ионов  $Cl^-$  в растворе стала равной 0,03 моль/л.

8.31. Рассчитать  $pH$  раствора, полученного смешением  $25 \text{ см}^3$   $0,5\text{M}$  раствора хлороводородной кислоты,  $10 \text{ см}^3$   $0,5\text{M}$  раствора гидроксида натрия и  $15 \text{ см}^3$  воды. Коэффициенты активности ионов считать равными единице.

8.32. Определить значение коэффициента активности иона водорода в  $0,005\text{M}$  растворе серной кислоты, содержащем, кроме того,  $0,005$  моль хлороводородной кислоты.

8.33. Определить концентрацию ионов  $H^+$ ,  $HSe^-$  и  $Se^-$  в  $0,05\text{M}$  растворе селеноводородной кислоты.

8.34. Определить, образуется ли осадок сульфата кальция, если к  $0,1 \text{ л}$   $0,01\text{M}$  раствора нитрата кальция прибавить  $0,4 \text{ л}$   $0,001\text{M}$  раствора серной кислоты. Кажущаяся степень диссоциации нитрата кальция и серной кислоты равна  $0,95$ .

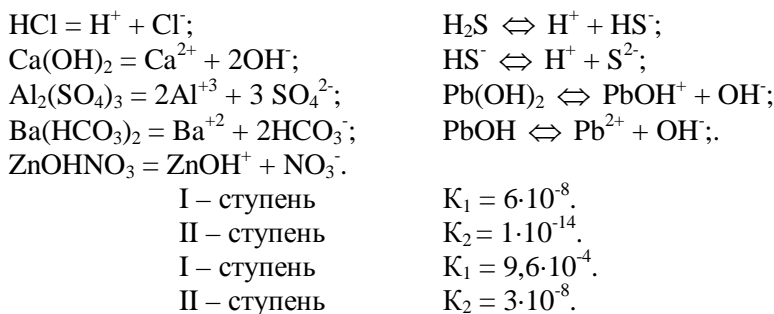
## 9. ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ УРАВНЕНИЯ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

При растворении в воде или других полярных растворителях молекулы электролитов подвергаются электролитической диссоциации, т.е. в большей или меньшей степени распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы (катионы и анионы). Электролиты, диссоциирующие в растворе полностью, называются сильными, а не полностью – слабыми.

Таблица 9.1

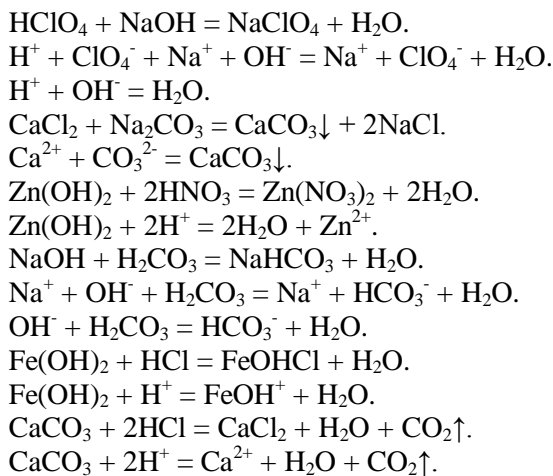
### Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты	Слабые электролиты
<b>1. Кислоты</b>	<b>1. Кислоты</b>
HCl, HBr, HI, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HClO <sub>4</sub> и др.	HCN, HNO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> S, CH <sub>3</sub> COOH, HCOOH и др.
<b>2. Основания</b>	<b>2. Основания</b>
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) <sub>2</sub> , Sr(OH) <sub>2</sub> , Ba(OH) <sub>2</sub> , LiOH	NH <sub>4</sub> OH, Mg(OH) <sub>2</sub> , Be(OH) <sub>2</sub> , Zn(OH) <sub>2</sub> , Fe(OH) <sub>2</sub> , Fe(OH) <sub>3</sub> , Al(OH) <sub>3</sub> , Ni(OH) <sub>2</sub> и др.
<b>3. Соли</b>	<b>3. Вода</b>
Все соли кроме: CdCl <sub>2</sub> , HgCl <sub>2</sub> , Fe(CNS) <sub>3</sub> , Pb(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O



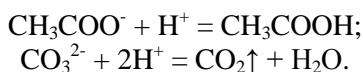
Диссоциация слабых электролитов протекает в основном по I ступени.

В обменных реакциях, протекающих в растворах электролитов, наряду с недиссоциированными молекулами слабых электролитов, осадками и газами участвуют находящиеся в растворе ионы. Поэтому механизм протекания реакций в растворе наиболее полно выражается при замене молекулярных уравнений ионно-молекулярными. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а сильные электролиты – в виде ионов:

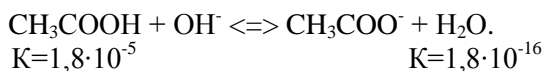


Рассмотренные примеры показывают, что обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию осадков, газов или слабых электролитов:



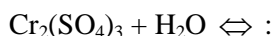


В тех случаях, когда осадки или слабые электролиты имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие смещается в сторону образования менее диссоциирующих веществ:

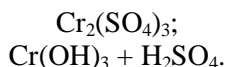


Таким образом, реакции нейтрализации, в которых участвуют слабые кислоты или основания, – обратимы, т.е. могут протекать как в прямом, так и обратном направлениях. Это значит, что при растворении в воде соли, в состав которой входит анион слабой кислоты или катион слабого основания, протекает процесс **гидролиза**. Гидролизом называется обменное взаимодействие ионов соли с водой, сопровождающееся изменением pH-среды.

Правило написания молекулярного и ионно-молекулярного уравнений гидролиза соли



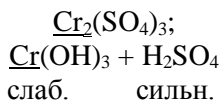
1. Под формулой соли написать формулы основания и кислоты, которыми образована соль:



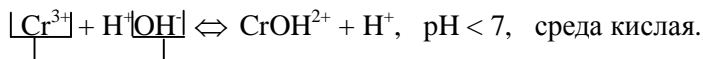
2. Определить силу основания и кислоты:

$\text{Cr}(\text{OH})_3$  – слабое основание,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – сильная кислота.

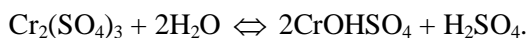
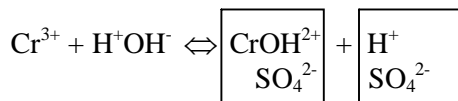
3. Подчеркнуть общий ион в формуле слабого электролита и в формуле соли:



4. Написать сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза с участием одного подчеркнутого иона и одной молекулы воды:



5. По полученному сокращенному ионно-молекулярному уравнению написать полное молекулярное уравнение; используются ионы соли, не участвующие в гидролизе. Объединить ионы по правилу электронейтральности молекулы и расставить коэффициенты:



Количественно протекание гидролиза определяется степенью гидролиза  $h$ , представляющей собой отношение числа гидролизованых молекул  $C_{\text{гидр}}$  к общему числу молекул соли, введенных в раствор,  $C_B$ :

$$h = \frac{C_{\text{гидр.}}}{C_B} \quad \text{или} \quad h = \sqrt{\frac{K_z}{C_B}},$$

где  $K_z$  – константа гидролиза.

$$K_z = \frac{K_B}{K_{\text{дис.}}}; \quad K_z = 10^{-\frac{\Delta_r H^0(298\text{K}) - T\Delta_r S^0(298\text{K})}{2,303RT}};$$

$$K_z = 10^{-\frac{\Delta_r G^0(298\text{K})}{2,303RT}},$$

где  $K_B$  – ионное произведение воды ( $10^{-14}$ );

$K_{\text{дис.}}$  – константа диссоциации, участвующего в образовании соли слабого электролита по последней ступени диссоциации;

$\Delta_r H^0(298\text{K})$ ;  $\Delta_r S^0(298\text{K})$ ;  $\Delta_r G^0(298\text{K})$  – соответственно изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса реакции гидролиза.

Константу, степень и pH гидролиза определяют по данным табл. 9.2.

Таблица 9.2

## Расчет константы, степени и рН гидролиза

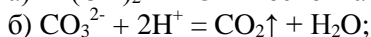
Соль образована	Реакция среды	$K_2$	$h$	$pH_2$
сильным основанием и слабой кислотой (KCN)	щелочная	$\frac{K_B}{K_{HCN}}$	$\sqrt{\frac{K_2}{C_{KCN}}}$	$14 - (-\frac{1}{2} \lg K_2 - \frac{1}{2} \lg C_{KCN})$
слабым основанием и сильной кислотой (NH <sub>4</sub> Cl)	кислая	$\frac{K_B}{K_{NH_4OH}}$	$\sqrt{\frac{K_2}{C_{NH_4Cl}}}$	$-\frac{1}{2} \lg K_2 - \frac{1}{2} \lg C_{NH_4Cl}$
слабым основанием и слабой кислотой (NH <sub>4</sub> CN)	слабощелочная, так как $K_{NH_4OH} > K_{HCN}$ $1,8 \cdot 10^{-5} > 7,9 \cdot 10^{-10}$	$\frac{K_B}{K_{NH_4OH} \cdot K_{HCN}}$	$\sqrt{\frac{K_2}{C_{NH_4CN}}}$	$14 - (-\frac{1}{2} \lg K_2 - \frac{1}{2} \lg C_{NH_4CN})$

Гидролиз протекает в основном по первой ступени, однако степень гидролиза возрастает с разбавлением раствора, при повышении температуры, а также при связывании продуктов гидролиза в слабодиссоциирующие соединения.

### Задачи

9.1. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а)  $\text{AlCl}_3$ ; б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и указать реакцию среды их водных растворов.

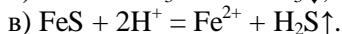
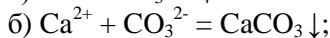
9.2. Написать ионное уравнение а) и молекулярные уравнения б), в) следующих реакций:



9.3. Что произойдет при сливании растворов солей  $\text{K}_2\text{S}$  и  $\text{CrCl}_3$ ? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

9.4. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а)  $\text{CuSO}_4$ ; б)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и указать реакцию среды их водных растворов.

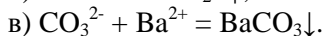
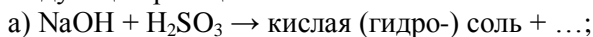
9.5. Написать ионное уравнение а) и молекулярные уравнения б), в) следующих реакций:



9.6. Что произойдет при сливании растворов солей  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

9.7. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ; б)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и указать реакцию среды их водных растворов.

9.8. Написать ионное уравнение а) и молекулярные уравнения б), в) следующих реакций:



9.9. Что произойдет при сливании растворов солей  $\text{CoCl}_2$  и  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах.

9.10. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а)  $\text{FeCl}_3$ ; б)  $\text{Na}_2\text{S}$  и указать реакцию среды их водных растворов.

9.11. Написать ионные уравнения а), в) и молекулярное уравнение б) следующих реакций:

а)  $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$  основная (гидроксо-) соль + ...;

б)  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$ ;

в)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$  .

9.12. Что произойдет при сливании растворов солей  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

9.13. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ; б)  $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$  и указать реакцию среды их водных растворов.

9.14. Написать ионные уравнения а), в) и молекулярное уравнение б) следующих реакций:

а)  $\text{KOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$  кислая (гидро-) соль + ...;

б)  $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$ ;

в)  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$  .

9.15. Что произойдет при сливании растворов солей  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{NaCN}$ ? Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

9.16. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза: а)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  б)  $\text{K}_2\text{SO}_3$  и указать реакцию среды их водных растворов.

9.17. Написать ионное а), в) и молекулярное б) уравнения следующих реакций:

а)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$  кислая (дигидро-) соль + ...;

б)  $\text{Ag}^+ + \text{S}^- = \text{Ag}_2\text{S}$ ;

в)  $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$  .

9.18. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Вычислить константу, степень и pH гидролиза в 0,01 М растворе этой соли.

9.19. Какая из двух солей  $\text{FeCl}_3$  или  $\text{FeCl}_2$ , при равных условиях ( $C_{\text{FeCl}_3} = C_{\text{FeCl}_2} = 0,1$  моль/л) в большей степени подвергается

гидролизу? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

9.20. Рассчитать константу, степень и рН гидролиза соли  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в 1М растворе, используя значения термодинамических характеристик. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения этой соли.

$$\Delta_r H^0 (298\text{K}) = 51.35 \text{ кДж}; \quad \Delta_r S^0 (298\text{K}) = -4.67 \text{ Дж/К}.$$

9.21. Составить молекулярное и ионное уравнения гидролиза соли  $\text{AlCl}_3$ . Вычислить константу, степень и рН гидролиза в 0,1М растворе этой соли.

9.22. Какая из двух солей:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  или  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  при равных условиях ( $C_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = C_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = 1$  моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярные и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

9.23. Рассчитать константу, степень и рН гидролиза соли  $\text{CH}_3\text{COONa}$  в 1М растворе, используя значения термодинамической характеристики. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этой соли.

$$\Delta_r G^0 (298\text{K}) = 53.1 \text{ кДж};$$

9.24. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли  $\text{Na}_2\text{SeO}_3$ . Вычислить константу, степень и рН гидролиза в 0,1 М растворе этой соли.

9.25. Какая из двух солей:  $\text{NaCN}$  или  $\text{NaClO}$  при равных условиях ( $C_{\text{NaCN}} = C_{\text{NaClO}} = 0,1$  моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

9.26. Рассчитать константу, степень и рН гидролиза соли  $\text{KCN}$  в 1М растворе, используя значения термодинамических характеристик. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этой соли.

$$\Delta_r H^0 (298\text{K}) = 10,29 \text{ кДж}; \quad \Delta_r S^0 (298\text{K}) = -69,6 \text{ Дж/К}.$$

9.27. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли  $\text{CrCl}_3$ . Вычислить константу, степень и рН гидролиза в 0,1М растворе этой соли.

9.28. Какая из двух солей  $MgCl_2$  или  $ZnCl_2$ , при равных условиях ( $C_{MgCl_2} = C_{ZnCl_2} = 0,1$  моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

9.29. Рассчитать константу, степень и pH гидролиза соли  $NH_4NO_3$  в 1M растворе, используя значения термодинамической характеристики. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этой соли.

$$\Delta_r G^0 (298K) = 52,74 \text{ кДж.}$$

9.30. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли  $K_2SO_3$ . Вычислить константу, степень и pH гидролиза в 0,01M растворе этой соли.

9.31. Какая из двух солей: KCN или KF при равных условиях ( $C_{KCN} = C_{KF} = 0,1$  моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

9.32. Рассчитать константу, степень и pH гидролиза соли  $NH_4NO_3$  в 0,1M растворе, используя значения термодинамических характеристик. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза этой соли.

$$\Delta_r H^0 (298K) = 51,135 \text{ кДж; } \Delta_r S^0 (298K) = -4,67 \text{ Дж/К.}$$

9.33. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза соли  $K_2SiO_3$ . Вычислить константу, степень и pH гидролиза 0,01M раствора этой соли.

9.34. Какая из двух солей  $KOCl$  или  $KOBr$  при равных условиях ( $C_{KOCl} = C_{KOBBr} = 0,1$  моль/л) в большей степени подвергается гидролизу? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей. Ответ мотивировать расчетом степеней гидролиза.

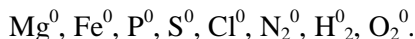
## 10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления элементов в молекулах реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

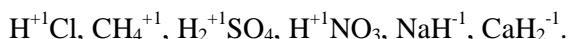
Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный из предположения, что молекула состоит из ионов и в целом электронейтральна.

Для установления степени окисления элемента следует руководствоваться следующими правилами:

1. Степень окисления элементов простых веществ равна нулю:



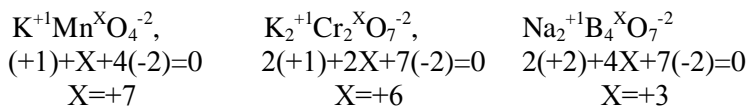
2. В водородсодержащих соединениях степень окисления водорода всегда +1, за исключением гидридов металлов, в которых степень окисления водорода равна -1:



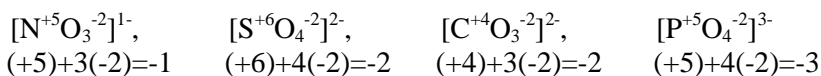
3. В кислородсодержащих соединениях, степень окисления кислорода всегда -2, за исключением пероксидов, в которых степень окисления кислорода -1:



4. Степень окисления одного из элементов в молекуле можно определить по степени окисления других элементов, поскольку молекула в целом электронейтральна.



5. Сумма степеней окисления всех элементов, входящих в состав иона, равна заряду иона.



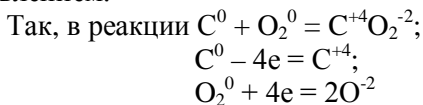
6. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величины, равной номеру группы Периодической системы, из которой взят данный элемент.

Окислительно-восстановительная реакция состоит из полуреакций окисления и восстановления.

Вещество, которое принимает электроны, называется *окислителем*, а вещество, которое отдает электроны – *восстановителем*.



Процесс, связанный с потерей электронов, называется окислением, а процесс, связанный с присоединением электронов – восстановлением.

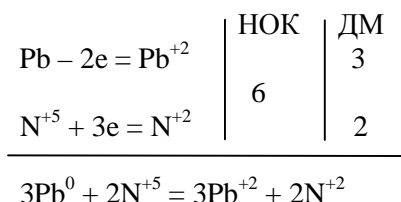
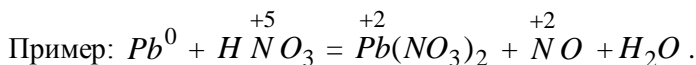


окислитель –  $\text{O}_2$ , восстановитель –  $\text{C}$ .

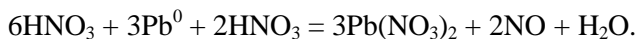
Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, поэтому стехиометрические коэффициенты окислительно-восстановительных реакций определяют, используя метод электронного баланса или метод электронно-ионного баланса.

Порядок составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса):

1. Написать формулы исходных веществ и продуктов реакций.
2. Определить элементы, которые меняют свою степень окисления.
3. Составить две полуреакции для окислителя и восстановителя и определить число принятых и отданных электронов.
4. Найти наименьшее общее кратное между числом принятых и отданных электронов и определить дополнительные множители к обеим полуреакциям.
5. Умножить дополнительные множители на соответствующие полуреакции и сложить их левые и правые части. Полученные коэффициенты перенести в молекулярное уравнение.
6. Если окислитель или восстановитель расходуется на получение других продуктов реакции, в которых степень их окисления не меняется то необходимо уточнить коэффициенты.
7. Уравнять число атомов водорода и кислорода.



$\text{HNO}_3$  расходуется на получение 2 моль  $\text{NO}$  и 3 моль  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , поэтому в левую часть реакции добавляем  $6\text{HNO}_3$ :



В итоге  $3\text{Pb} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ .

Порядок составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (метод электронно-ионного баланса) следующий:

1. Составить ионную схему реакции, руководствуясь общими правилами составления ионных уравнений: сильные электролиты записать в виде ионов, а неэлектролиты, слабые электролиты, осадки и газы – в виде молекул; в ионную схему включать только те частицы, которые изменяют свое состояние, т.е. выполняют функцию окислителя или восстановителя.

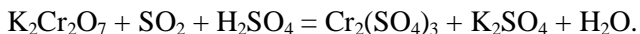
2. Составить электронно-ионные уравнения полуреакций, руководствуясь следующим: а) если продукт реакции содержит больше кислорода, чем исходное вещество, то расходуется либо вода – в нейтральных и кислых растворах, либо  $\text{OH}^-$  – в щелочных растворах; б) если продукт реакции содержит меньше кислорода, чем исходное вещество, то в кислой среде образуется вода, а в нейтральной и щелочной – ионы  $\text{OH}^-$ . Определить число принятых и отданных в каждой полуреакции электронов.

3. Найти наименьшее общее кратное между числом принятых и отданных электронов и определить дополнительные множители к каждой полуреакции.

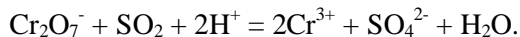
4. Сложить электронно-ионные уравнения процессов восстановления и окисления, предварительно умноженные на найденные дополнительные множители.

5. По полученному ионному уравнению составить молекулярное уравнение.

Пример: Расставить коэффициенты в уравнении

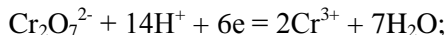


1. Сокращенная ионно-молекулярная схема реакции

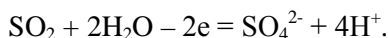


2. а) составить электронно-ионное уравнение для процесса восстановления. Ион  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  превращается в ион  $\text{Cr}^{3+}$ , т.е. получается

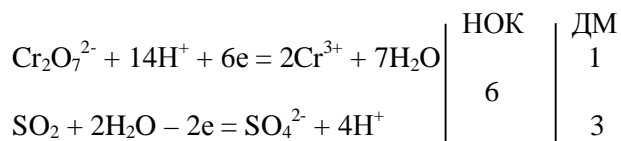
продукт реакции, не содержащий кислорода. Так как реакция протекает в кислой среде, то вторым продуктом реакции будет вода. На каждый атом кислорода расходуется по два иона  $H^+$ :



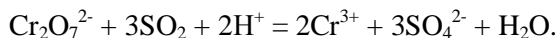
б) составить электронно-ионное уравнение для процесса окисления. Получающийся ион ( $SO_4^{2-}$ ) содержит больше кислорода, чем исходное вещество ( $SO_2$ ). Следовательно, в процессе реакции окисления кислород потребляется. Так как реакция протекает в кислой среде, в окислительно-восстановительном процессе принимает участие вода:



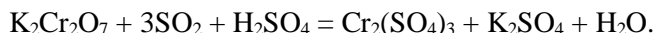
3. Определить наименьшее общее кратное и дополнительные множители:



4. Ионное уравнение реакции



5. Молекулярное уравнение реакции



Молярная масса эквивалента окислителя равна молярной массе окислителя, деленной на число электронов, принятых одной молекулой окислителя. Молярная масса эквивалента восстановителя равна молярной массе восстановителя, деленной на число электронов, отданных одной молекулой восстановителя.

По закону эквивалентов  $n_{ЭК}(ок) = n_{ЭК}(вос)$ ;

$$\frac{m_{ок.}}{M_{ЭК}(ок)} = \frac{m_{вос.}}{M_{ЭК}(вос)} \quad \text{или} \quad C_{ЭК}(ок)V_{ок} = C_{ЭК}(вос)V_{вос}.$$

Поскольку одно и то же вещество в разных реакциях может отдавать или принимать разное количество электронов, то и молярная масса его эквивалента может иметь разные значения. Так, например,  $\text{KMnO}_4$  ( $M_{\text{KMnO}_4} = 158,0$  г/моль) в зависимости от среды восстанавливается по-разному. В кислой среде  $\text{Mn}^{+7} + 5e = \text{Mn}^{+2}$ , в нейтральной  $\text{Mn}^{+7} + 3e = \text{Mn}^{+4}$  и в щелочной  $\text{Mn}^{+7} + 1e = \text{Mn}^{+6}$ . Поэтому молярные массы эквивалентов для  $\text{KMnO}_4$  будут равны его молярной массе, деленной соответственно на 5; 3 и 1, т.е. 31,6 г/моль, 52,7 г/моль и 158,0 г/моль.

Самопроизвольно протекающие окислительно-восстановительные реакции сопровождаются уменьшением энергии Гиббса, которую можно рассчитать по уравнению

$$\Delta_r G^0(298\text{K}) = -zF\varepsilon^0,$$

где  $z$  – число электронов, принимающих участие в реакции (наименьшее общее кратное);

$F$  – постоянная Фарадея – 96500 кл/моль;

$\varepsilon^0$  – стандартное напряжение окислительно-восстановительной реакции, В:

$$\varepsilon^0 = \varphi_{\text{ок}}^0 - \varphi_{\text{вос}}^0,$$

где  $\varphi_{\text{ок}}^0$  и  $\varphi_{\text{вос}}^0$  – стандартные электродные потенциалы окислителя и восстановителя (табл. П7).

Так как  $z$  и  $F$  – величины положительные, то направление протекания окислительно-восстановительной реакции определяется знаком при  $\varepsilon^0$ , если  $\varphi_{\text{ок}}^0 > \varphi_{\text{вос}}^0$ , то  $\varepsilon^0$  величина положительная, а  $\Delta_r G^0(298\text{K})$  – величина отрицательная, поэтому возможно самопроизвольное протекание прямой реакции. Если же  $\varphi_{\text{ок}}^0 < \varphi_{\text{вос}}^0$ , то возможно самопроизвольное протекание обратной реакции. Глубина протекания окислительно-восстановительной реакции определяется константой равновесия:

$$-zF\varepsilon^0 = -2,303RT \lg K.$$

После подстановки значений  $T(298 \text{ K})$ ,  $R(8,314 \text{ Дж/моль})$  и  $F(96500 \text{ Кл/моль})$  получим

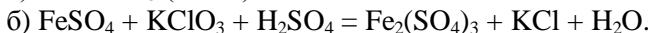
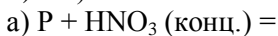
$$\lg K = \frac{z\varepsilon^0}{0,059}; \quad K = 10^{\frac{z\varepsilon^0}{0,059}}.$$

### Задачи

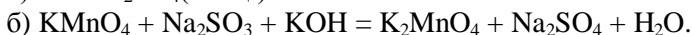
10.1. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



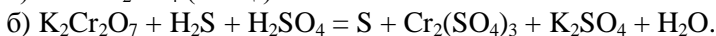
10.2. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



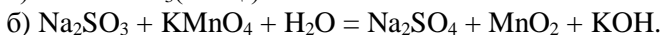
10.3. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



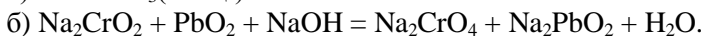
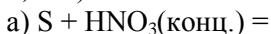
10.4. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



10.5. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



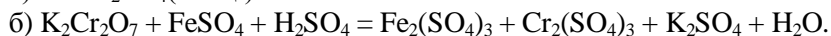
10.6. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



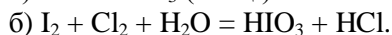
10.7. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



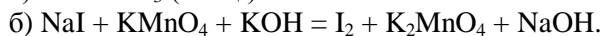
10.8. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



10.9. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



10.10. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



10.11. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



10.12. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



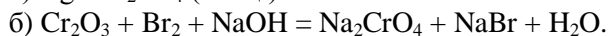
10.13. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



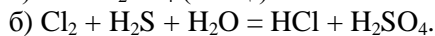
10.14. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



10.15. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



10.16. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).



10.17. Закончить уравнение реакции а) и расставить коэффициенты а) и б).

а)  $\text{Hg} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) =$

б)  $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{S} + \text{KOH} + \text{MnO}_2$ .

10.18. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$ . Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

10.19. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{S} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ . Определить  $C_{\text{эж}}(\text{H}_2\text{S})$ , если на взаимодействие с 4,37 г  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ушло 200 мл раствора  $\text{H}_2\text{S}$ .

10.20. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Определить массу  $\text{KMnO}_4$ , необходимую для взаимодействия с 1,52 г  $\text{FeSO}_4$ .

10.21. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

10.22. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ . Определить  $C_{\text{эж}}(\text{HNO}_3)$ , если на взаимодействие с 6,8 г  $\text{H}_2\text{S}$  ушло 200 мл раствора  $\text{HNO}_3$ .

10.23. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Определить массу  $\text{PbS}$ , необходимую для взаимодействия с 12,6 г  $\text{HNO}_3$ .

10.24. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ . Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

10.25. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{Zn} + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsH}_3 + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Определить  $C_{\text{эж}}(\text{H}_3\text{AsO}_3)$ , если на взаимодействие с 6,50 г  $\text{Zn}$  ушло 200 мл раствора  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ .

10.26. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ . Определить объем хлора, необходимый для взаимодействия с 1,16 г гидроксида марганца (II).

10.27. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{KI}$ . Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

10.28. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  
 $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$ . Определить  $C_{\text{эж}}(\text{Na}_2\text{SO}_3)$ , если на взаимодействие с 1,62 г  $\text{KMnO}_4$  ушло 200 мл раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

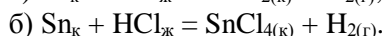
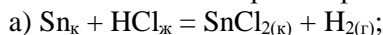
10.29. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ . Определить массу  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , необходимую для взаимодействия с 1,12 л хлора.

10.30. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  $\text{HgCl}_2 + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{FeCl}_3$ . Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

10.31. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Определить  $S_{\text{эж}}$  ( $\text{KMnO}_4$ ), если на взаимодействие с 1,26 г  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  ушло 50 мл раствора  $\text{KMnO}_4$ .

10.32. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.  $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ . Определить массу  $\text{KCrO}_2$ , необходимую для взаимодействия с 4 г брома.

10.33. Уравнять реакции. Указать окислитель и восстановитель. Какая из нижеприведенных реакций будет протекать самопроизвольно? Ответ мотивировать расчетом  $\Delta_r G(298\text{K})$  и  $K$ .



10.34. Уравнять реакции. Указать окислитель и восстановитель.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Определить массу  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , необходимую для взаимодействия с 10 г  $\text{FeSO}_4$ .

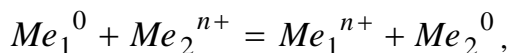
## 11. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

### 11.1. Гальванический элемент

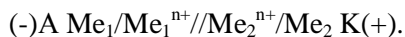
Гальваническими элементами (ГЭ) называются устройства, в которых энергия окислительно-восстановительных реакций превращается в электрическую энергию. Гальванический элемент состоит из двух электродов (окислительно-восстановительных систем), соединенных между собой металлическим проводником. Электроды погружены в растворы электролитов; последние сообщаются друг с другом чаще всего через пористую перегородку. На каждом электроде происходит полуреакция (электродный процесс): на аноде – процесс окисления; на катоде – процесс восстановления. Гальванические элементы изображаются в виде схем.



Так, схема ГЭ, в основе работы которой лежит реакция



изображается следующим образом:



Причем анодом является более активный, а катодом – менее активный металл ( $\varphi_{\text{Me}_1^{n+}/\text{Me}}^0 < \varphi_{\text{Me}_2^{n+}/\text{Me}}^0$ );

процесс на аноде:  $\text{Me}_1^0 - n\bar{e} = \text{Me}_1^{n+}$ ;

процесс на катоде:  $\text{Me}_2^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}_2^0$ .

Например, для реакции, протекающей в ГЭ

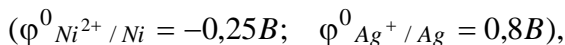
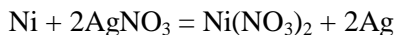
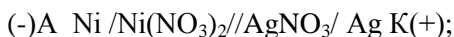


схема ГЭ имеет вид



процесс на аноде:  $\text{Ni}^0 - 2\bar{e} = \text{Ni}^{2+}$

процесс на катоде:  $\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}^0$

$\text{Ni}^0 + 2\text{Ag}^+ = \text{Ni}^{2+} + 2\text{Ag}$  – суммарная токообразующая реакция.

Напряжение ГЭ ( $\varepsilon^0$ ) при стандартных условиях рассчитывается по формуле

$$\varepsilon^0 = \varphi_{\text{катода}}^0 - \varphi_{\text{анода}}^0,$$

где  $\varphi_{\text{катода}}^0$  и  $\varphi_{\text{анода}}^0$  – стандартные значения электродных потенциалов катода и анода.

При условиях, отличающихся от стандартных, численное значение электродного потенциала определяется по уравнению Нернста:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi_{Me^{n+}/Me}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}},$$

где  $\varphi_{Me^{n+}/Me}$  и  $\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$  – соответственно электродный и стандартный электродный потенциалы металлов;

$C_{Me^{n+}}$  – молярная концентрация катиона металла в растворе, моль/л.

Значение электродного потенциала водорода рассчитывается по формуле

$$\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 pH.$$

Условие самопроизвольного протекания химического процесса при стандартных условиях является, как известно,  $\Delta_r G^0(298K) < 0$ .

Взаимосвязь между изменением энергии Гиббса и напряжением ГЭ выражается формулой

$$\Delta_r G^0(298K) = -nF\varepsilon^0 = -2,3RT \lg K.$$

Константа равновесия соответствующей окислительно-восстановительной реакции вычисляется по формуле

$$K = 10^{\frac{n\varepsilon^0}{0,059}}.$$

## 11.2. Коррозия металлов

Коррозией называется процесс самопроизвольного разрушения металлов под действием агрессивных сред. По механизму взаимодействия металлов с агрессивными средами коррозию можно разделить на два типа: химическую и электрохимическую.

Химическая коррозия представляет собой разрушение металлов вследствие непосредственного взаимодействия их с сухими агрессивными газами  $O_2$ ,  $CO_2$ ,  $SO_2$ ,  $H_2S$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$  (газовая коррозия) или с агрессивными компонентами в жидких неэлектролитах, например в нефтепродуктах (коррозия в неэлектролитах).

При контакте металла с водой, растворами электролитов, влажными газами наблюдается электрохимическая коррозия – наиболее распространенный вид коррозии металлов.

Процессы, протекающие при электрохимической коррозии:

анодные:  $Me^0 - n\bar{e} = Me^{n+}$ ;

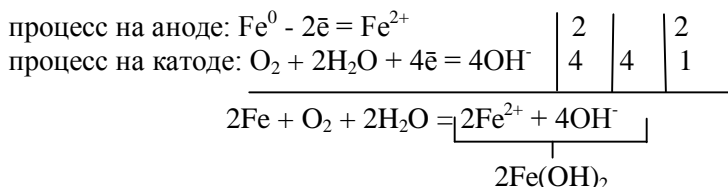
катодные:  $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$  – водородная деполяризация;

$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-$   
 $O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = 2H_2O$

} кислородная деполяризация.

Например, схема коррозионного ГЭ, составленного из железа ( $\varphi^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44В$ ), частично покрытого оловом ( $\varphi^0_{Sn^{2+}/Sn} = -0,14В$ ) в атмосферных условиях, имеет вид

(-)А Fe/H<sub>2</sub>O<sup>+</sup>, O<sub>2</sub>/Sn К(+):



Вторичный процесс:  $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$ .

Количественно скорость коррозии характеризуется показателями коррозии:

**весовой показатель**  $K_m = \frac{\Delta m}{\tau \cdot S}$ , г/м<sup>2</sup>·ч,

где  $\Delta m$  – масса металла, превратившегося в продукт коррозии, г;

$\tau$  – продолжительность коррозии, ч;

$S$  – площадь поверхности металла, м<sup>2</sup>;

**объемный показатель**  $K_V = \frac{V}{\tau \cdot S}$ , см<sup>3</sup>/м<sup>2</sup>·ч,

где  $V$  – объем газа, выделяющегося и поглощающегося при коррозии, см<sup>3</sup>;

**глубинный показатель**  $\Pi = \frac{\delta}{\tau}$ , мм/год,

где  $\delta$  – глубина проникновения коррозии в металл, мм;

$\tau$  – продолжительность коррозии, год.

Весовой и глубинный показатели коррозии связаны уравнением

$$П = \frac{K_m \cdot 8760}{1000 \cdot \rho}, \text{ мм/Год,}$$

где  $\rho$  – плотность металла, г/см<sup>3</sup>;

8760 – число часов в году.

Объемный и весовой показатели связаны уравнением

$$K_V = \frac{K_m}{M_{\text{эк}}(\text{Me})} \cdot V_{M_{\text{эк}}(\text{газа})},$$

где  $M_{\text{эк}}(\text{Me})$  – молярная масса эквивалента корродируемого металла, г/моль;

$V_{M_{\text{эк}}(\text{газа})}$  – молярный объем эквивалента газа выделяющегося и поглощающегося при коррозии металла, см<sup>3</sup>/моль.

### Задачи

11.1. Вычислить значение электродного потенциала водородного электрода в 0,05М растворе гидроксида натрия.

11.2. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте меди с кобальтом в растворе соляной кислоты с кислородом. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

11.3. Вычислить растворимость  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  (моль/л), если значение электродного потенциала серебра в насыщенном растворе  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  равно 0,59 В.

11.4. Вычислить электродный потенциал цинкового электрода, погруженного в раствор нитрата цинка с концентрацией  $C_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 0,001$  моль/л.

11.5. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего в атмосферных условиях при контакте железа с никелем. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

11.6. Потенциал медного электрода, погруженного в раствор сульфата меди (II), равен +0,28 В. Вычислить концентрацию ионов меди в растворе.

11.7. Вычислить потенциал водородного электрода с концентрацией ионов водорода в растворе, равной 0,04 моль/л.

11.8. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте свинца с алюминием в растворе разбавленной серной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

11.9. Составить схемы двух ГЭ, в одном из которых никель служил бы катодом, а в другом – анодом. Для одного из них написать уравнения электродных процессов, уравнение суммарной токообразующей реакции и рассчитать стандартное напряжение ГЭ.

11.10. Кобальтовый электрод погружен в 0,001М раствор хлорида кобальта (II). Вычислить значение электродного потенциала кобальта.

11.11. Потенциал водородного электрода равен -0,59 В. Вычислить концентрацию ионов водорода в растворе.

11.12. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте олова с цинком в растворе разбавленной серной кислоты с кислородом. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

11.13. Составить схемы двух ГЭ, в одном из которых олово служило бы анодом, а в другом – катодом. Для одного из них написать уравнения электродных процессов, уравнение суммарной токообразующей реакции и рассчитать напряжение ГЭ.

11.14. Вычислить растворимость иодида свинца (II) (моль/л), если известно, что значение электродного потенциала свинца в насыщенном растворе иодида свинца (II) равно -0,019 В.

11.15. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего в атмосферных условиях при контакте железа с медью. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии.

11.16. Вычислить значение электродного потенциала водородного электрода в 0,02М растворе гидроксида калия.

11.17. Потенциал никелевого электрода, погруженного в раствор нитрата никеля (II), равен -0,28В. Вычислить концентрацию ионов никеля в растворе.

11.18. Вычислить изменение стандартной энергии Гиббса реакции, протекающей в ГЭ  $\text{Cd} / \text{Cd}^{2+} // \text{Ag}^+ / \text{Ag}$ , при концентрациях (моль/л):

$C_{Cd^{2+}} = 0,001$ ,  $C_{Ag^+} = 0,1$ . Написать уравнения электродных процессов.

11.19. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте железной пластины площадью  $50 \text{ см}^2$  с медной в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и суммарную реакцию процесса коррозии. Вычислить объемный и глубинный показатели коррозии, если за 40 минут потеря массы корродируемого металла составила  $0,06 \text{ г}$  ( $\rho_{Fe} = 7,9 \text{ г/см}^3$ ).

11.20. Составить схему ГЭ, написать уравнения электродных процессов и суммарную токообразующую реакцию, вычислить напряжение ГЭ, составленного из цинкового электрода, погруженного в  $0,01 \text{ М}$  раствор хлорида цинка, и никелевого электрода, погруженного в  $0,001 \text{ М}$  раствор хлорида никеля (II).

11.21. Напряжение ГЭ  $Mg/Mg^{2+} // Zn^{2+}/Zn$  при  $C_{Mg^{2+}} = 1 \text{ моль/л}$  равно  $1,56 \text{ В}$ . Рассчитать концентрацию катионов цинка в растворе. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной токообразующей реакции.

11.22. Составить схему ГЭ и написать уравнения электродных процессов. На основании значений изменения стандартных энергий Гиббса образования ионов рассчитать напряжение ГЭ и константу равновесия реакции, протекающей в ГЭ:  $Cd^0 + Ni^{2+} = Cd^{2+} + Ni^0$ .

11.23. Составить схему ГЭ, возникающего при коррозии цинковой пластины, частично покрытой оловом, находящейся в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной токообразующей реакции. Какой металл и в каком количестве растворился при коррозии, если в результате работы образовавшегося ГЭ выделилось  $2,45 \text{ л}$  водорода, измеренного при  $295 \text{ К}$  и  $750 \text{ мм рт.ст.}$ ?

11.24. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы хрома (III). Определить концентрацию ионов хрома (III), при которой напряжение ГЭ равно нулю.

11.25. Гальванический элемент состоит из стандартного водородного электрода и водородного электрода, погруженного в раствор с  $pH = 12$ . Составить схему ГЭ, написать уравнения электродных процессов и рассчитать напряжение ГЭ.

11.26. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте магниевой пластины площадью  $30 \text{ см}^2$  с никелевой в растворе разбавленной серной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии. Вычислить объемный и весовой показатели коррозии, если за 20 мин выделилось  $3 \text{ см}^3$  водорода (н.у.).

11.27. Составить схему ГЭ и написать уравнения электродных процессов. На основании значений изменения стандартных энергий Гиббса образования ионов рассчитать напряжение ГЭ и константу равновесия реакции, протекающей в ГЭ:  $\text{Cd}^0 + \text{Co}^{2+} = \text{Cd}^{2+} + \text{Co}^0$ .

11.28. Составить схему ГЭ, образованного оловянным электродом, погруженным в 1М раствор нитрата олова (II), и свинцовым электродом, погруженным в  $10^{-4}$ М раствор нитрата свинца (II). Вычислить напряжение ГЭ. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной токообразующей реакции.

11.29. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте кобальтовой пластины площадью  $25 \text{ см}^2$  со свинцовой в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и уравнение суммарной реакции процесса коррозии. Вычислить весовой и объемный показатели коррозии, если за 30 мин выделилось  $5 \text{ см}^3$  водорода (н.у.)

11.30. Вычислить изменение стандартной энергии Гиббса реакции, протекающей в ГЭ  $\text{Ni}/\text{Ni}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  при концентрациях (моль/л)  $C_{\text{Ni}^{2+}} = 0,01$ ,  $C_{\text{Cu}^{2+}} = 0,001$ . Написать уравнения электродных процессов.

11.31. Напряжение ГЭ, составленного из двух водородных электродов, равно 200 мВ. Определить pH раствора, в который погружен катод, если анод погружен в раствор с pH = 6. Написать уравнения электродных процессов и составить схему ГЭ.

11.32. Составить схему ГЭ, возникающего при коррозии медной пластины, частично покрытой никелем, находящейся в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и суммарную токообразующую реакцию. Какой металл и в каком количестве растворился при коррозии, если в результате работы ГЭ выделилось 1,26 л водорода, измеренного при 296 К и 740 мм рт.ст?

11.33. Гальванический элемент составлен из стандартного железного электрода и кадмиевого электрода, погруженного в раствор,

содержащий ионы кадмия. Определить концентрацию ионов кадмия, при которой напряжение ГЭ равно нулю.

11.34. Гальванический элемент состоит из стандартного водородного электрода и водородного электрода, погруженного в раствор с  $pH = 9$ . Составить схему ГЭ, написать уравнения электродных процессов и рассчитать напряжение ГЭ.

## 12. ЭЛЕКТРОЛИЗ

**Электролиз** – совокупность окислительно-восстановительных процессов, протекающих при прохождении постоянного электрического тока через расплавы или растворы электролитов.

При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую. Ячейка для электролиза (электролизер) состоит из двух электродов, погруженных в расплав или раствор электролита. Электрод, на котором идет реакция восстановления (катод), подключен к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока. Электрод, на котором протекает реакция окисления (анод), подключен к положительному полюсу источника постоянного тока.

При прохождении тока через расплав электролита катионы электролита под действием электрического поля движутся к катоду и восстанавливаются, анионы перемещаются к аноду и окисляются.

В водных растворах кроме ионов самого электролита находятся также молекулы воды, способные восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде, а также ионы  $H^+$  и  $OH^-$ , относительная концентрация которых определяется средой. В этом случае при электролизе возможны конкурирующие реакции. Критерием, определяющим преимущество того или иного электрохимического процесса, служит величина стандартного электродного потенциала соответствующих равновесных систем. Чем выше потенциал, тем легче восстанавливается окисленная форма системы, а чем он ниже, тем легче окисляется восстановленная форма. Таким образом, характер катодного процесса (табл. 12.1) при электролизе водных растворов определяется прежде всего положением соответствующего металла в ряду напряжений. При рассмотрении анодных процессов (табл. 12.2) следует иметь в виду, что материал анода в процессе электролиза может окисляться. В связи с этим различают электролиз с инертным анодом и электролиз с активным, растворимым анодом. Если анод инертный, на аноде



в первую очередь окисляются анионы бескислородных кислот –  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  и др., затем гидроксид – ионы  $\text{OH}^-$  и в последнюю очередь молекулы воды. Анионы кислородосодержащих кислот ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  и др.) в водных растворах окисляться на аноде не могут, так как имеют более высокий окислительно-восстановительный потенциал, чем потенциал выделения кислорода из воды.

Количественная характеристика электролиза выражается двумя законами Фарадея:

1. При электролизе различных химических соединений равные количества электричества выделяют на электродах массы вещества, пропорциональные молярным массам их эквивалентов.

2. Масса вещества, выделяющегося на электродах или разлагающегося при электролизе, прямо пропорциональна количеству прошедшего через электролит электричества:

$$m_{\text{теор}}(\vartheta) = \frac{M_{\text{эк}}(B)J\tau}{F},$$

где  $m_{\text{теор}}(\vartheta)$  – масса вещества, выделяющегося на электродах, г;

$M_{\text{эк}}(B)$  – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;

$\tau$  – время электролиза, с, ч;

$F$  – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль, если  $\tau$ , с, 26,8 А·ч/моль, если  $\tau$ , ч;

$I$  – сила тока, А.

Отношение массы вещества, фактически выделившегося на электродах,  $m_{\text{факт}}(\vartheta)$ , к теоретически возможному  $m_{\text{теор}}(\vartheta)$  называется выходом по току  $BT$ :

$$BT = \frac{m_{\text{факт}}(\vartheta)}{m_{\text{теор}}(\vartheta)} 100\% .$$

Таблица 12.1

## Схемы протекания катодных процессов

Электродный потенциал металла, В	$\varphi^{\circ}_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} < -1,4\text{В}$	$\varphi^{\circ}_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = 0 \dots -1,4\text{В}$	$\varphi^{\circ}_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} > 0$
Группы металлов	Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Ti	Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb	Sb, Bi, Cu, Ag, Pd, Hg, Pt, Au, Be
Катодный процесс	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (pH $\geq$ 7); $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$ (pH<7)	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}$ ; $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (pH $\geq$ 7); $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$ (pH<7)	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$
Описание процесса	Восстанавливаются только молекулы воды (pH $\geq$ 7) или ионы водорода (pH<7)	Одновременно восстанавливаются и ионы металлов, и молекулы воды (pH $\geq$ 7) или ионы водорода (pH<7)	Восстанавливаются только ионы металла $\text{Me}^{n+}$

Таблица 12.2

## Схемы протекания анодных процессов

Вид анода	Инертный анод (C, Pt и др.)		Активный металлический анод
Электродный потенциал процесса окисления	$\varphi^{\circ}_{\text{A}/\text{A}^{n-}} < +1,5\text{В}$	$\varphi^{\circ}_{\text{A}/\text{A}^{n-}} > +1,5\text{В}$	$\varphi^{\circ}_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} > -1,4\text{В}$
Вид анионов	Анионы бескислородных кислот (Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , J <sup>-</sup> , S <sup>2-</sup> и др.) (кроме F <sup>-</sup> )	Анионы кислородосодержащих кислот (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> и др.)	-
Анодный процесс	$\text{A}^{n-} - n\bar{e} = \text{A}$	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{OH}^-$ (pH $\leq$ 7); $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (pH>7)	$\text{Me} - n\bar{e} = \text{Me}^{n+}$
Описание процесса	Окисляются только анионы бескислородных кислот	Окисляются только молекулы воды (pH $\leq$ 7) или OH <sup>-</sup> ионы (pH>7). Анионы кислородосодержащих кислот не окисляются	Окисляется только металлический анод

## Задачи

12.1. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при электролизе раствора сульфата меди (II) в течение 40 мин при силе тока 1,2 А. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.2. Определить время, необходимое для выделения 0,27 г вещества на катоде при пропускании тока силой 0,5 А через раствор нитрата серебра. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.3. Определить силу тока, необходимую для выделения 1 г вещества на катоде при электролизе раствора нитрата серебра в течение 25 мин. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.4. Раствор содержит ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Au}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла? Ответ обосновать. Написать для каждого случая катодный процесс при стандартных условиях.

12.5. Определить силу тока, необходимую для полного выделения вещества на катоде в течение 15 мин из 120 см<sup>3</sup> 0,2н раствора нитрата меди (II). Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.6. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, водного раствора хлорида цинка, если: а) анод инертный; б) анод цинковый.

12.7. Раствор содержит сульфаты никеля (II), меди (II), олова (II), свинца (II) в одинаковой концентрации. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла? Ответ обосновать. Написать для каждого случая катодный процесс при стандартных условиях.

12.8. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов серной кислоты и нитрата свинца (II) с инертными электродами.

12.9. Раствор содержит ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделе-

ния любого металла? Ответ обосновать. Написать для каждого случая катодный процесс при стандартных условиях.

12.10. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора нитрата меди (II), если: а) анод инертный; б) анод медный.

12.11. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при электролизе раствора хлорида меди (II), если на аноде выделилось  $560 \text{ см}^3$  газа (н.у.). Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.12. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов хлорида бария и нитрата натрия с инертными электродами.

12.13. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при пропускании тока силой  $6 \text{ А}$  через раствор нитрата серебра в течение  $30 \text{ мин}$ . Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.14. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов хлорида железа (II) и бромида кальция с инертным анодом.

12.15. Определить объем вещества, выделяющегося на катоде при пропускании тока силой  $3 \text{ А}$  в течение  $1 \text{ ч}$  через раствор серной кислоты. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.16. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора хлорида никеля (II), если: а) анод инертный; б) анод никелевый.

12.17. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде за  $1 \text{ час}$  при электролизе расплава хлорида платины (II) при пропускании тока силой  $10 \text{ А}$ . Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.18. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора нитрата серебра, если для выделения всего металла из  $80 \text{ см}^3$  этого раствора потребовалось пропускать ток силой  $0,8 \text{ А}$  в течение  $20 \text{ мин}$ . Выход по току  $96\%$ . Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.19. Определить силу тока, необходимую для выделения  $10,8 \text{ г}$  металла из раствора нитрата серебра за  $90 \text{ мин}$  при выходе по току

98%. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.20. Через раствор нитрата меди (II) пропускали ток силой 5 А в течение 15 мин. Масса выделившегося металла составила 1,19 г. Определить выход по току. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.21. При электролизе раствора нитрата двухвалентного металла при силе тока в 1 А в течение 1 ч выделилось на электроде 3,52 г металла при выходе по току 97%. Определить, какой это металл. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.22. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при пропускании тока силой 5 А в течение 30 мин через раствор сульфата хрома (III). Выход по току 40%. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.23. При пропускании тока силой 2 А через раствор нитрата двухвалентного металла в течение 2 ч 56 мин на электроде выделилось (при 75%-ном выходе по току) 8,7 г металла. Определить, какой это металл. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.24. Определить время, необходимое для нанесения гальванического покрытия из никеля ( $\rho_{\text{Ni}} = 8,7 \text{ г/см}^3$ ) толщиной 0,2 мм на деталь, площадь которой равна  $300 \text{ см}^2$ , при силе тока 12 А и 80%-ном выходе по току. Анод никелевый. Написать уравнение анодного процесса.

12.25. При пропускании тока силой 2,5 А через раствор сульфата меди (II) в течение 15 мин на электроде выделилось 0,6 г вещества. Определить выход по току. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.26. Определить время, необходимое для выделения на катоде газа объемом 11,2 л (н.у.) из раствора хлорида натрия при силе тока 0,2 А. Выход по току 80%. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.27. При электролизе раствора нитрата серебра в течение 50 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г вещества. Определить выход по току. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.28. При электролизе водного раствора сульфата хрома (III) при силе тока 2 А масса катода увеличилась на 0,5 г (при 45%-ном

выходе по току). Определить время электролиза. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.29. За 10 мин из раствора нитрата двухвалентного металла при силе тока 5 А на катоде выделилось 2,77 г вещества. Выход по току 89%. Определить, какой это металл. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.30. Рассчитать выход по току вещества, если при электролизе раствора нитрата кадмия в течение 1 часа при силе тока 5,36 А на катоде выделилось 5,62 г вещества. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.31. Определить время, необходимое для выделения всего вещества на катоде из 40 см<sup>3</sup> 0,25н раствора сульфата меди (II) током силой 1,93 А. Выход по току 85%. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.32. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде при электролизе раствора сульфата цинка в течение 1 часа при силе тока 26,8 А, если выход вещества по току равен 50%. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

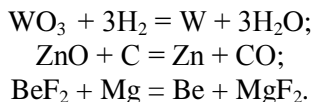
12.33. Определить время, необходимое для полного выделения вещества на катоде при электролизе 250 см<sup>3</sup> 6%-ного раствора нитрата ртути ( $\rho_{\text{р-ра}} = 1,09 \text{ г/см}^3$ ). Сила тока 5,8 А. Выход по току 91%. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

12.34. Определить массу вещества, выделяющегося на катоде, при пропускании тока 13,4 А через раствор сульфата железа (II) в течение 1 часа, если выход вещества по току равен 70%. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

### 13. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Более 80% химических элементов являются металлами. Основной источник получения металлов – восстановление их из руд:  
 $\text{Me}^{n+} + ne^{-} = \text{Me}$ .

Восстановление проводят химическими или электрохимическими способами. Химическое восстановление заключается во взаимодействии соединений металлов с углем, водородом или металлами-восстановителями. Например:

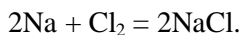


Электролизом из растворов осаждают медь, никель, серебро, хром, кадмий и др. металлы. Электролизом из расплавов осаждаются сильные восстановители, такие как щелочные металлы, магний и алюминий.

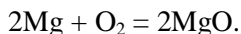
Например, при электролизе расплава хлорида натрия на электродах протекают следующие процессы: на аноде  $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ , на катоде  $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$ .

Металлы в соединениях проявляют только положительную степень окисления и в окислительно-восстановительных реакциях выступают в роли восстановителей.

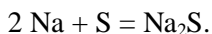
Так, большинство металлов легко взаимодействуют с галогенами с образованием галидов:



С кислородом металлы взаимодействуют менее энергично, что объясняется большей энергией диссоциации его молекул:



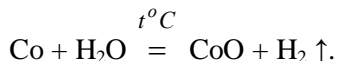
При нагревании все металлы легко взаимодействуют с серой, фосфором, бором и др. неметаллами:



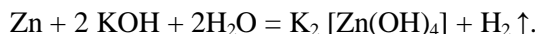
При обычных условиях с водой взаимодействуют щелочные и щелочно-земельные металлы:



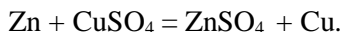
Остальные металлы способны взаимодействовать с парами воды при высокой температуре:



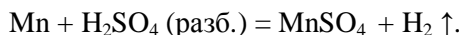
С водными растворами щелочей при обычных условиях способны взаимодействовать металлы, оксиды которых обладают амфотерными свойствами (Zn, Al, Sn, Pb, Cr):



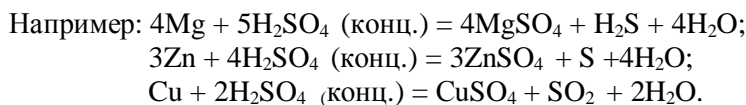
В реакции с водными растворами солей отрыв электронов от атома активного металла осуществляется ионом металла, находящимся в растворе и выступающим в качестве окислителя:



Характер взаимодействия металлов с кислотами зависит от температуры, концентрации, состава кислоты и восстановительных свойств металлов. Восстанавливать ионы водорода из разбавленных кислот способны металлы, электродный потенциал которых меньше потенциала водородного электрода:



Концентрированная серная кислота окисляет все металлы до высшей степени окисления с образованием сульфатов. При этом в зависимости от активности металла сульфат-ион восстанавливается преимущественно активными металлами ( $\varphi_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}^0 \leq -0,76 \text{ В}$ ) до  $\text{H}_2\text{S}$ , металлами средней активности ( $-0,76\text{В} \leq \varphi_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}^0 \leq -0,13 \text{ В}$ ) – до  $\text{S}$ , малоактивными металлами ( $\varphi_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}}^0 \leq 0$ ) – до  $\text{SO}_2$ .



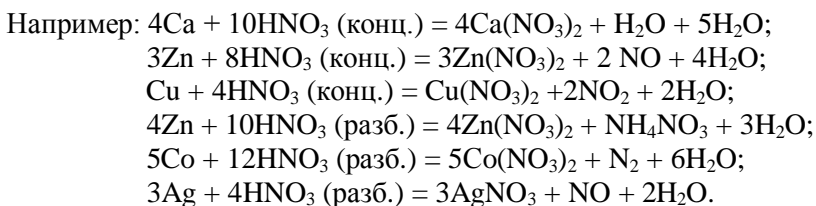
Азотная кислота окисляет металлы без выделения водорода из кислот. Глубина восстановления иона азота в азотной кислоте зависит от ее концентрации и активности металла: чем выше восстано-



вительная способность металла и более разбавлена кислота, тем глубже идет восстановление иона.

### Продукты восстановления иона азота в азотной кислоте

№ п/п	Металлы	HNO <sub>3</sub>	
		Разбавленная	Концентрированная
1	Щелочные и щелочно-земельные	NH <sub>3</sub> (NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> ), N <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O
2	Средней активности	N <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> O	NO
3	Малоактивные	NO	NO <sub>2</sub>



Металлы в чистом виде применяются реже, чем их сплавы, обладающие более высокой прочностью, твердостью и коррозионной стойкостью. Из сплавов цветных металлов широкое распространение получили сплавы: латуни – сплавы меди с цинком, бронзы – сплавы меди с оловом, с алюминием или со свинцом и мельхиор – сплав меди с никелем.

### Задачи

13.1. Можно ли оксиды металлов ртути (II) или бария восстановить углеродом до металла? Ответ подтвердить расчетом  $\Delta_r G^0$  (298K) по  $\Delta_r G^0$  (298K, В).

13.2. Составить схему получения металлического кобальта из смеси оксидов кобальта (II) и алюминия. В качестве растворителя оксидов использовать азотную кислоту, а в качестве восстановителя – магний. Написать уравнения протекающих реакций.

13.3. Составить схему получения металлического свинца из смеси оксидов свинца (II) и алюминия гидрометаллургическим методом. В качестве растворителя использовать азотную кислоту. Сви-

нец из раствора выделить электролизом. Написать уравнения реакций и составить схему электролиза.

13.4. Составить уравнения реакций растворения: а) хрома в разбавленной серной кислоте; б) хрома в растворе гидроксида натрия. Указать окислитель и восстановитель.

13.5. Составить уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ .

13.6. Определить объем водорода, выделяющийся при действии хлороводородной кислоты на 1 г сплава, содержащего 60,5% масс меди и 39,5% масс цинка. Написать уравнение протекающей реакции.

13.7. Составить уравнения реакций восстановления азотной кислоты цинком: а) до оксида азота (I); б) до оксида азота (II). Уравнять реакции методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель.

13.8. Определить массу алюминия, необходимую для получения 1,56 г хрома из оксида хрома (III) методом алюмотермии. Написать уравнение протекающей реакции.

13.9. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов при электролизе водного раствора нитрата кобальта (II) с инертными электродами и с кобальтовым анодом. Какие продукты выделяются на катоде и аноде?

13.10. Составить схему получения металлического цинка из смеси оксидов кадмия и цинка гидротермальным методом. В качестве растворителя оксидов использовать серную кислоту, а в качестве восстановителя оксид углерода (II). Написать уравнения протекающих реакций.

13.11. Определить массу чистого хрома, которую можно получить из 2,5 т хромистого железняка ( $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ), содержащего 15% масс пустой породы.

13.12. Какой объем 0,2М раствора серной кислоты нужно взять для растворения 10 г железа? Составить уравнение протекающей реакции.

13.13. Вычислить количество электричества (А.ч), необходимое для электрохимической очистки 1 т черновой меди, содержащей 98,5% масс меди. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов, если электроды медные.

13.14. Составить уравнения реакций, которые можно провести для осуществления следующих превращений:  $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO}$ .

13.15. Определить объем водорода, необходимый для восстановления 32 г оксида серебра (I) до металлического серебра. Написать уравнение протекающей реакции.

13.16. При растворении 20,1 г сплава алюминия с магнием в растворе гидроксида натрия выделилось 16,8 л водорода (н.у.). Определить состав сплава (% масс). Написать уравнение протекающей реакции.

13.17. Объяснить, почему медь не взаимодействует с разбавленной серной кислотой, тогда как в концентрированной при нагревании растворяется, а также растворяется в концентрированной азотной кислоте? Составить уравнения реакции. Указать окислитель и восстановитель.

13.18. Смесь хлоридов алюминия и никеля (II) массой 8,6 г растворили в воде и добавили избыток гидроксида калия. Выпавший осадок отфильтровали, промыли и прокалили. Масса прокаленного осадка оказалась равной 1,8 г. Определить состав смеси (в % масс). Составить уравнения протекающих реакций.

13.19. При растворении 0,5 г латуни, состоящей из цинка и меди, в растворе хлороводородной кислоты выделилось 7,28 см<sup>3</sup> водорода, собранного над водой и измеренного при 300 К и 740 мм рт.ст. Давление паров воды при 300 К равно 26,74 мм рт.ст. Определить состав сплава (в % масс).

13.20. В каком массовом отношении следует взять навески марганца и алюминия, чтобы при растворении их в разбавленной азотной кислоте выделились равные количества азота? Составить уравнения протекающих реакций. Указать окислитель и восстановитель.

13.21. Составить уравнение восстановления оксида хрома (III) углеродом. На основании значений стандартных энтальпий и энтропий образования веществ определить, при какой температуре возможно протекание этой реакции.

13.22. Составить уравнение реакции восстановления оксида вольфрама (VI) магнием. На основании значений стандартных энтальпий и энтропий образования веществ определить возможность протекания этой реакции при 298 К и 1000 К.

13.23. Смесь порошков магния, меди и цинка массой 2,09 г обработали раствором гидроксида натрия. При этом выделилось  $224 \text{ см}^3$  водорода (н.у.). Такая же масса смеси, взаимодействуя с кислотой, вытесняет  $672 \text{ см}^3$  водорода (н.у.). Масса непрореагировавшего остатка составляет 0,73 г. Определить состав смеси (в % масс). Составить уравнения протекающих реакций.

13.24. Навеску, состоящую из магния и цинка, массой 0,8 г растворили в азотной кислоте и подвергли электролизу. Какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде, если на аноде выделяется  $86,8 \text{ см}^3$  газа (н.у.)? Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

13.25. Смесь оксидов меди (II) и железа (III) массой 95,5 г восстановили водородом. При действии на продукты реакции хлороводородной кислотой выделилось 4,48 л водорода (н.у.). Определить массу меди, полученной при восстановлении. Составить уравнения протекающих реакций.

13.26. При электролизе расплава хлорида металла (III) на аноде выделяется  $672 \text{ см}^3$  газа (н.у.), а на катоде – 0,54 г металла. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Хлорид какого металла подвергся электролизу? Анод инертный.

13.27. Какой объем 26%-ной серной кислоты плотностью  $1,19 \text{ г/см}^3$  нужно взять для растворения 50 г железа? Составить уравнение реакции.

13.28. При восстановлении водородом смеси оксидов железа (II) и железа (III) массой 148 г образовалось 112 г железа. Определить состав смеси (в масс%). Составить уравнения протекающих реакций.

3.29. В чугуна содержится 4% масс углерода, 1% масс кремния и 1% масс марганца. Вычислить объем кислорода (н.у.), требуемый на окисление указанных элементов, содержащихся в 100 кг чугуна. Составить уравнения протекающих реакций, если марганец окисляется до  $\text{MnO}$ , а углерод до  $\text{CO}$ .

13.30. Определить массу технического алюминия, содержащего 98,4% масс алюминия, необходимую для алюмотермического получения ванадия массой 15,3 кг из оксида ванадия (V). Составить уравнение реакции.

13.31. Составить уравнения протекающих реакций при взаимодействии железа и магния с концентрированными и разбавленными

кислотами (хлороводородной, серной и азотной). Влияет ли температура на скорость протекающих реакций?

13.32. При электролизе водного раствора сульфата меди (II) в растворе образовалась кислота, которую нейтрализовали 16 л 6%-ного раствора гидроксида калия плотностью 1,1 г/см<sup>3</sup>. Какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде? Анод инертный.

13.33. Определить силу тока, необходимую для электролиза расплава хлорида магния в течение 10 ч, для получения 0,5 кг металлического магния. Выход по току 85 % масс. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный.

13.34. Алюминий массой 14 г сплавили с серой массой 4,8 г. К полученной смеси добавили избыток хлороводородной кислоты. Определить объем выделившегося газа (н.у.). Составить уравнения реакций.

## 14. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения составляют наиболее обширный класс веществ, включающий неорганические:



многие металлоорганические (трилон Б, оксалатный комплекс железа (III)) и биологические (гемоглобин, хлорофилл) вещества.

Сложные соединения, у которых имеются ковалентные связи, образованные по донорно-акцепторному механизму, получили название комплексных или координационных соединений.

Центральный ион, обычно положительно заряженный, называется *комплексобразователем* или *центральной атомом* (в соединениях (14.1), (14.2) и (14.3) комплексобразователями являются элементы Si, Co и Pt соответственно). Лиганды, располагающиеся в непосредственной близости к нему, представляют собой ионы или молекулы, которые образуют донорно-акцепторные связи с центральным атомом (в вышеприведенных соединениях лиганды F, NH<sub>3</sub> и Cl<sup>-</sup>). Комплексобразователь и лиганды составляют *внутреннюю сферу* комплексного соединения. При написании формулы комплексного соединения внутренняя сфера заключается в квадрат-

ные скобки. Заряд внутренней сферы рассчитывается как сумма зарядов комплексообразователя и лигандов. Внутренняя сфера может иметь отрицательный  $[\text{SiF}_6]^{2-}$  (комплексный анион) или положительный  $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$  (комплексный катион) заряд либо не иметь заряда  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$  (неэлектролит). Общее число  $\sigma$ -связей, образуемых комплексообразователем с лигандами, называется *координационным числом* центрального атома. Координационные числа комплексообразователей в соединениях (14.1), (14.2) и (14.3) равны 6, 6 и 4 соответственно.

За пределами внутренней сферы комплексного соединения находится его внешняя сфера, содержащая ионы, заряд которых противоположен заряду внутренней сферы, так, чтобы молекула в целом была электронейтральна. В случае незаряженной внутренней сферы внешняя сфера отсутствует (см. соед. (14.3)).

Название комплексного соединения образуется из названия аниона, за которым следует название катиона. Пример:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+\text{Cl}^-$  – хлорид диамминсеребра.

В названиях комплексных катионов сначала дают названия отрицательно заряженных лигандов с окончанием “о” ( $\text{OH}^-$  – гидроксо,  $\text{Cl}^-$  – хлоро,  $\text{CN}^-$  – циано,  $\text{NO}_2^-$  – нитро), затем нейтральных ( $\text{NH}_3$  – аммин,  $\text{H}_2\text{O}$  – аква). Перед названием лигандов указывают их количество греческими числительными (ди, три, тетра, пента, гекса и т. д.). Последним называют комплексообразователь, указывая степень его окисления римскими цифрами в круглых скобках. В названиях комплексных катионов используют русские названия металлов в родительном падеже. Пример:  $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$  – катион хлоропентаамминкобальта (III).

Название комплексного аниона составляют аналогично названию катиона, но степень окисления комплексообразователя указывают римской цифрой после его латинского названия с окончанием “ат”. Пример:  $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{3-}$  – гексагидроксоферрат (III).

Названия нейтральных комплексных соединений без внешней сферы образуются так же как и катионов, но комплексообразователь называют в именительном падеже, а степень его окисления не указывают, так как она определяется электронейтральностью комплекса. Пример:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$  – дихлородиамминплатина.

Диссоциация комплексного соединения на внутреннюю и внешнюю заряженные сферы осуществляется необратимо и полностью,

она называется *первичной диссоциацией*. Обратимая диссоциация внутренней сферы называется *вторичной диссоциацией*. Она характеризуется константой равновесия, называемой константой неустойчивости ( $K_n$ ). Чем меньше величина неустойчивости, тем прочнее комплексный ион.

Так, комплексный ион диамминсеребра диссоциирует:



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

Процесс образования этого комплексного иона характеризуется константой устойчивости ( $K_y$ ), величиной, обратной константе неустойчивости:

$$K_y = \frac{1}{K_n}.$$

Вторичная диссоциация комплексного иона идет ступенчато, и каждой ступени диссоциации отвечает своя константа неустойчивости. Константа неустойчивости комплексного иона отражает суммарный процесс диссоциации и находится как произведение констант неустойчивости каждой ступени диссоциации.

Многие комплексы настолько прочны, что ионы в них не обнаруживаются даже очень чувствительными качественными реакциями. Так, в соединении  $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$  качественные реакции не обнаруживают ни ионов кобальта, ни свободного аммиака. Количественный анализ показывает присутствие только 2/3 содержащихся в молекуле ионов хлора, т.е. только ионы хлора внешней сферы.

### Задачи

14.1. Найти заряды комплексных частиц и указать среди них катионы, анионы и неэлектролиты, если степени окисления кобальта и меди +2, серебра +1, а хрома +3:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{PO}_4]$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]$ ,  $[\text{Cu}(\text{OH})_6]$ .

14.2. Химические названия желтой и красной кровяной соли: гексационоферрат(II) калия и гексационоферрат(III) калия. Написать формулы этих солей.

14.3. Указать внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь (центральный атом) и лиганды в следующих комплексных соединениях:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ ,  $\text{Sr}_2[\text{Cu}(\text{OH})_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ .

14.4. Назвать следующие соединения:  $\text{Na}_3[\text{ZrF}_7]$ ,  $\text{Na}_2[\text{ZrF}_7]$ ,  $\text{Na}_3[\text{ZrF}_6\text{Cl}]$ ,  $\text{K}_2[\text{ZrF}_4\text{Cl}_2]$ . Написать выражения констант неустойчивости комплексов.

14.5. Определить степень окисления комплексообразователя и назвать следующие комплексные соединения:  $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$ ,  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ,  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ .

14.6. При обработке боксита  $\text{Al}_2\text{O}_3$  алюминий в щелочной среде переходит в раствор в составе гидроксоалюминатов. Написать формулы гидроксоалюминатов натрия с координационными числами 4 и 6. Определить заряд комплексных ионов, состав внутренней и внешней сфер. Написать выражения констант неустойчивости комплексных ионов.

14.7. Определить степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ,  $\text{Al}[\text{BH}_4]_3$ ,  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]$ ,  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}_2$ .

14.8. Составить формулы и указать заряды следующих комплексных ионов: гексанитрокобальтат (III); тетрагидридоборат (III); пентахлороакваферрат (III); катион тетраамминпалладия (II).

14.9. Назвать комплексные соединения:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ;  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ ;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5(\text{OH})]\text{Br}_3$ ;  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ .

14.10. Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя:  $\text{K}[\text{PtCl}_5(\text{NH}_3)]$ ;  $[\text{Pd}(\text{CN})_2(\text{NH}_3)_2]$ ;  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ;  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ .

14.11. Кирпично-красные кристаллы розеосоли (краситель) имеют состав, выражаемый формулой  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_3$ , пурпуреосоль – малиново-красные кристаллы состава  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ . Привести химические названия этих солей.

14.12. При получении бериллиевых сплавов восстанавливают фторобериллаты натрия активными металлами. Написать формулу фторобериллата натрия (координационное число 4). Указать комплексообразователь, лиганды. Определить заряд комплексного иона. Написать выражение константы неустойчивости комплексного иона.



14.13. Указать внутреннюю и внешнюю сферы и назвать соединения:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_2)]$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]$ ,  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$ .

14.14. При колориметрическом определении сурьмы в сплавах используют окрашенные комплексы  $[\text{SbI}_4]^-$  (желтого цвета) или  $[\text{SbCl}_6]^-$  (синего цвета): а) написать указанные комплексы с противоионом в виде комплексных солей; б) указать комплексообразователь, лиганды, внутреннюю и внешнюю сферу, координационное число и заряд комплексообразователя; в) написать выражения констант неустойчивости обоих комплексных ионов.

14.15. Имеется комплексная соль состава  $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{SCN})_2$ . При действии раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  весь барий осаждается в виде  $\text{BaSO}_4$ . Написать координационную формулу этой соли, указать координационное число и заряд комплексообразователя.

14.16. Написать координационные формулы соединений  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{KNO}_2$ ,  $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$ , если координационное число кобальта 6, а степень его окисления +3. Составить уравнения диссоциации этих соединений.

14.17. Координационное число  $\text{Os}^{+4}$  и  $\text{Ir}^{+4}$  равно 6. Составить координационные формулы и написать уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений этих металлов:  $2\text{NaNO}_2 \cdot \text{OsCl}_4$ ,  $\text{OsBr}_4 \cdot \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $2\text{RbCl} \cdot \text{IrCl}_4$ .

14.18. Сколько граммов ртути в виде ионов содержится в 0,1 л 0,01 М  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ , в котором находится 0,05 моль  $\text{NaI}$ ?

14.19. Вычислить  $\Delta_r G^\circ(298\text{K})$  процесса  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \Leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$  если  $K_{\text{н}} = 1,0 \cdot 10^{-22}$  при  $25^\circ\text{C}$ .

14.20. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1М растворе  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ , содержащем, кроме того, 6,5 г/л  $\text{KCN}$ .

14.21. Сколько граммов серебра в виде ионов содержится в 0,2 л 0,05М раствора  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ ?

14.22. Рассчитать  $\Delta_r G^\circ(298\text{K})$  процесса  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \Leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$  и показать, какая реакция (прямая или обратная) протекает самопроизвольно в растворе при стандартных условиях.

14.23. Какая масса нитрата серебра необходима для осаждения хлора, содержащегося в 0,3 л 0,01М раствора комплексной соли состава  $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ? Координационное число хрома равно 6. Все молекулы воды входят во внутреннюю сферу.

14.24. Изменение энергии Гиббса для процесса  $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \Leftrightarrow \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$  при  $25^\circ\text{C}$  равно  $137,0$  кДж. Вычислить  $K_{\text{н}}$  этого комплексного иона.

14.25. Вычислить концентрацию ионов серебра в  $1$  л  $0,01\text{M}$   $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ , содержащем, кроме того,  $0,05$  моль  $\text{KCN}$ .

14.26. Выпадет ли осадок гидроксида ртути (II), если к  $1$  л  $0,01\text{M}$  раствора  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$  добавить  $0,05$  моль  $\text{KOH}$ ?

14.27. На осаждение ионов  $\text{Br}^-$  из раствора комплексной соли  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$  израсходовано  $0,025$  л  $0,05\text{M}$  нитрата серебра. Какая масса комплексной соли содержалась в растворе?

14.28. Вычислить концентрацию ионов серебра в  $0,01\text{M}$  растворе  $\text{K}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$ , содержащем, кроме того,  $0,02$  моль/л нитрита натрия?

14.29. Вычислить массу серебра, содержащуюся в виде ионов в  $1$  л  $0,1\text{M}$  раствора нитрата диаминсеребра. Раствор содержит в избытке  $1$  моль аммиака.

14.30. Вычислить концентрацию свободных ионов цинка и ртути в  $1\text{M}$  растворе  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$  и  $\text{K}_2[\text{HgCl}_4]$ .

14.31. Вычислить концентрацию ионов кадмия в  $0,1\text{M}$   $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$ , содержащем  $0,1$  моль  $\text{KI}$  в  $1$  л раствора.

14.32. Какая масса алюминия в виде ионов содержится в  $0,25$  л  $0,24$  М раствора соли  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ , в котором находится  $2,5$  г  $\text{KF}$ .

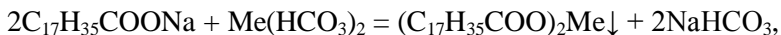
14.33. На осаждение ионов  $\text{Cl}^-$  из раствора комплексной соли  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]\text{Cl}_2$  израсходовано  $0,05$  л  $0,02\text{M}$  раствора нитрата серебра. Какая масса комплексной соли содержалась в растворе?

14.34. Произойдет ли образование осадка карбоната цинка, если к  $0,005\text{M}$  раствору  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$  прибавить равный объем  $0,001\text{M}$  раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ?

## 15. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Одним из важнейших технологических показателей природной воды является ее жесткость. Пройдя через известковые горные породы и почвы, вода извлекает растворимые гидрокарбонаты кальция, магния и железа (II)  $[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  и  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2]$ , а также сульфаты, хлориды, нитраты, силикаты, фосфаты этих металлов. При использовании жесткой воды в качестве теплоносителя на внутренних стенках паровых котлов и трубопроводов осаждаются малорастворимые карбонаты ( $\text{CaCO}_3$ ), основной карбонат магния

$[(\text{MgOH})_2\text{CO}_3]$  или гидроксиды магния и железа  $[(\text{Mg}(\text{OH})_2 \text{ и } \text{Fe}(\text{OH})_3)]$ , образуя накипь. Накипь имеет низкую теплопроводность, поэтому вызывает местный перегрев стенок котла, что может привести к быстрому испарению воды и взрыву. Жесткую воду нельзя использовать для приготовления строительных растворов, она вызывает коррозию металлических конструкций, приводит к увеличению расхода мыла (солей щелочных металлов высших жирных кислот –  $\text{RCOOMe}$ ), идущего на связывание солей жесткости:

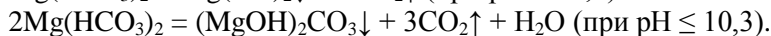
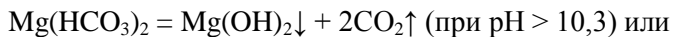


где  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$  – стеарат натрия (твердое мыло);

Me – металлы Ca, Mg, Fe.

Жесткую воду перед использованием нужно «умягчить», т.е. уменьшить или устранить ее жесткость. По отношению к процессам устранения жесткости воды различают временную (карбонатную), постоянную (сульфатную и хлоридную) и общую (суммарную) жесткости воды.

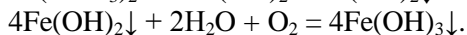
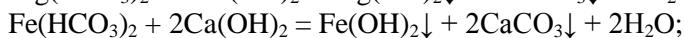
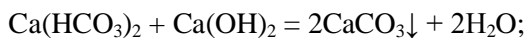
Временная жесткость обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция, магния и железа (II). При кипячении жесткой воды в течение одного часа гидрокарбонаты солей разрушаются, переходя в малорастворимые соединения, выпадающие в осадок.



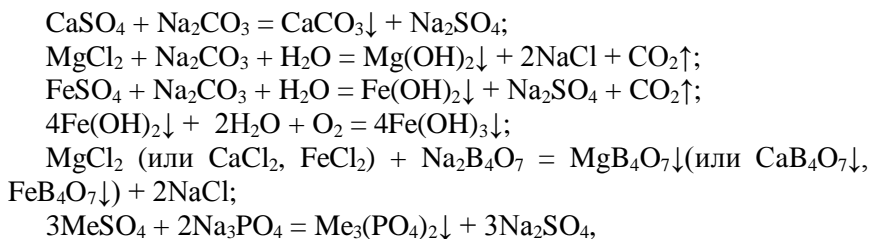
Распад гидрокарбоната железа (II) сопровождается полным гидролизом и окислением до бурого гидроксида железа (III)  $[(\text{Fe}(\text{OH})_3)]$ :



Для устранения карбонатной жесткости применяют также метод известкования, при котором в жесткую воду добавляют негашеную известь (CaO) или гашеную известь  $[(\text{Ca}(\text{OH})_2)]$ .



Остальная часть жесткости, сохраняющаяся после кипячения или известкования, называется постоянной (некарбонатной) жесткостью. Она обусловлена присутствием в воде солей сильных кислот, главным образом сульфатов и хлоридов кальция, магния и железа (II). Эта жесткость устраняется добавлением к воде соды ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), ортофосфата натрия ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ) или тетрабората натрия, буры ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ):

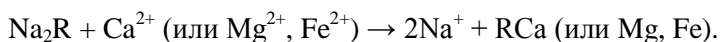


где Me – металлы Ca, Mg, Fe.

Одновременное прибавление извести и соды (известково-содовый метод) устраняет общую жесткость воды.

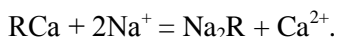
Одним из современных способов умягчения воды является ионообменный метод, при котором жесткую воду пропускают через твердые иониты, способные обменивать свои подвижные катионы ( $\text{H}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ) на катионы ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{2+}$ ) или подвижные анионы ( $\text{OH}^-$ ) на анионы  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ .

Катиониты – синтетические ионообменные смолы (КУ-1, КУ-2 и др.), сульфогли и природные алюмосиликаты (цеолиты, глины, пермутиты), например,  $[\text{Na}_2(\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})]$ . Их состав можно условно изобразить формулой  $\text{Na}_2\text{R}$ , где  $\text{Na}^+$  – подвижный катион, а  $\text{R}^{2-}$  – анион. Схематически катионный обмен можно изобразить уравнением



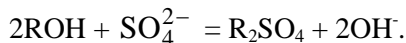
При этом ионы кальция, магния и железа переходят из воды в катионит, а ионы натрия из катионита в воду.

После использования большей части катионов натрия катионит обычно регенерируют, выдерживая в растворе хлорида натрия или соляной кислоты. При этом происходит обратный процесс:



Регенерированный катионит может быть использован для умягчения новых порций жесткой воды.

Аниониты (АВ-16, АВ-17, АН-2Ф и др.) обменивают подвижный анион гидроксидной группы  $\text{OH}^-$  на сульфат-ион ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) или хлорид-ион ( $\text{Cl}^-$ ):



Количественно жесткость воды,  $\mathcal{J}$  (ммоль/л), определяется суммарным содержанием миллимоль эквивалентов веществ, обуславливающих жесткость, или веществ, прибавляемых для устранения жесткости, по формуле

$$\mathcal{J} = \frac{m_B \cdot 1000}{M_{\text{эк}}(B) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где  $m_B$  – масса вещества, г;

$M_{\text{эк}}(B)$  – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;

$$[M_{\text{эк}}(\text{Ca}^{2+}) = \frac{40}{2} = 20 \text{ г/моль}; M_{\text{эк}} \text{Mg}^{2+} = \frac{24}{2} = 12 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк}} \text{Fe}^{2+} = \frac{56}{2} = 28 \text{ г/моль}];$$

$V_{\text{H}_2\text{O}}$  – объем воды в л;

1000 – переходный коэффициент от моль (В) к миллимоль (В).

Молярная масса эквивалентов гидрокарбонатов  $[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \text{ и } \text{Fe}(\text{HCO}_3)_2]$  равна половине молярной массы этих солей.

Карбонатную жесткость воды можно определить титрованием определенного объема воды раствором соляной кислоты (HCl) известной молярной концентрации эквивалентов  $C_{\text{эк}}(\text{HCl})$ :

$$\mathcal{J} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{эк}}(\text{HCl}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где  $V_{\text{HCl}}$  – объем HCl, пошедший на титрование, см<sup>3</sup>;

$C_{\text{эк}}(\text{HCl})$  – молярная концентрация эквивалентов (HCl), моль/л;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$  – объем исследуемой воды, см<sup>3</sup>.



$V$  – объем воды, л;

$m_{\text{кат}}$  – масса катионита, г;

$V_{\text{кат}}$  – объем катионита, см<sup>3</sup>.

Различают природную воду: очень мягкую – с жесткостью до 1,5, мягкую – от 1,5 до 4, средней жесткости – от 4 до 8, жесткую – от 8 до 12 и очень жесткую – свыше 12 ммоль/л. Жесткость воды в морях ~ 65 ммоль/л, в океанах ~ 130 ммоль/л. Жесткость воды хозяйственно-питьевых водопроводов не должна превышать 7 ммоль/л.

Необходимость обязательного устранения жесткости воды можно обосновать следующим примером.

Паровой котел производительностью 500 т водяного пара в час питается водой с жесткостью 1 ммоль/л. Массу накипи (карбонат кальция), оседающей в котле за 1 час, можно рассчитать по формуле

$$m_{CaCO_3} = J \cdot M_{\text{эк}}(CaCO_3) \cdot 500000 / 1000 = 1 \cdot 50 \cdot 500 = 25 \text{ кг.}$$

Котел в течение суток выйдет из строя, так как накипь в системе испарительных труб создаст пробки и трубы перегорят в пламени топки.

### Задачи

15.1. Рассчитать жесткость воды, содержащей 16,20 мг гидрокарбоната кальция и 40,8 мг гидрокарбоната железа (II) в 1 литре воды. Написать уравнения реакций, протекающих при кипячении воды.

15.2. Рассчитать временную жесткость воды, если на титрование 0,1 л этой воды, содержащей только гидрокарбонат магния, ушло 7,2 мл 0,14н раствора соляной кислоты. Написать уравнения реакции титрования.

15.3. Какую массу гашеной извести нужно добавить к 2,5 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 4,43 ммоль/л, обусловленную только гидрокарбонатом кальция? Написать уравнение соответствующей реакции.

15.4. Для умягчения 100 л воды, содержащей хлорид кальция, потребовалось 12,72 г карбоната натрия. Рассчитать постоянную жесткость воды. Написать уравнение соответствующей реакции.

15.5. Рассчитать жесткость воды, содержащей в 250 мл воды 2,92 мг гидрокарбоната магния и 5,86 мг гидрокарбоната кальция. Написать уравнения реакций, протекающих при кипячении воды ( $pH > 10,3$ ).

15.6. Жесткость воды обусловлена только нитратом кальция. При обработке 250 мл этой воды карбонатом натрия выпал осадок массой 37,8 мг. Рассчитать жесткость воды. Написать уравнение соответствующей реакции.

15.7. Некарбонатная жесткость воды равна 3,18 ммоль/л. Какую массу ортофосфата натрия надо прибавить для устранения жесткости 1 м<sup>3</sup> этой воды, содержащей только сульфат магния? Написать уравнение соответствующей реакции.

15.8. Рассчитать жесткость воды, содержащей в 200 мл 5,10 мг гидрокарбоната железа (II) и 8,20 мг гидрокарбоната кальция. Написать уравнения реакций, протекающих при кипячении этой воды.

15.9. Чему равна постоянная жесткость воды, содержащей хлорид магния, если для умягчения этой воды добавлено 21,6 г буры? Написать уравнение соответствующей реакции.

15.10. Сколько граммов гашеной извести необходимо добавить к 1 м<sup>3</sup> воды, содержащей гидрокарбонат железа (II), чтобы устранить временную жесткость, равную 2,86 ммоль/л. Написать уравнения соответствующих реакций.

15.11. Вычислить временную жесткость воды, если на реакцию с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 100 мл этой воды потребовалось 5 мл 0,1н раствора соляной кислоты. Написать уравнение реакции.

15.12. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,78 ммоль/л. Определить массу гидрокарбоната кальция, содержащегося в 10 л этой воды и массу гашеной извести, которую необходимо добавить для устранения жесткости. Написать уравнения реакции, протекающей при кипячении этой воды, и уравнение реакции взаимодействия с гидроксидом кальция.

15.13. Сколько карбоната натрия надо прибавить к 5 л воды, чтобы устранить постоянную жесткость воды, равную 4,6 ммоль/л. Написать уравнения реакций для воды, содержащей сульфаты кальция или железа (II).

15.14. Чему равна временная жесткость воды, в 1 л которой содержится 146 мг гидрокарбоната магния и 200 мг гидрокарбоната кальция? Написать уравнения реакций, протекающих при кипячении этой воды (рН > 10,3).

15.15. В 10 л минеральной воды «Нарзан» содержится 0,89 г ионов магния и 3,89 г ионов кальция. Рассчитать отдельно магни-



вую жесткость (обусловленную ионами магния) и кальциевую жесткость (обусловленную ионами кальция) и общую жесткость воды.

15.16. Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость 7 ммоль/л. Определить массу сульфата магния, содержащегося в 300 мл этой воды. Написать уравнение реакции устранения жесткости этой воды с помощью буры.

15.17. Некарбонатная жесткость воды равна 3,18 ммоль/л. Определить массу ортофосфата натрия, необходимую для умягчения 1 м<sup>3</sup> этой воды, содержащей сульфат кальция. Написать уравнение соответствующей реакции.

15.18. Определить расход натриевого мыла C<sub>17</sub>H<sub>35</sub>COONa в граммах на устранение солей жесткости 50 л воды, если в 2 л этой воды содержится 3 г гидрокарбоната кальция, 0,29 г гидрокарбоната магния и 1,4 г сульфата кальция. Написать уравнения реакций.

15.19. Определить массу карбоната натрия необходимую для устранения жесткости 1000 л воды, насыщенной только сульфатом кальция при 20°C. Определить жесткость воды, используя значение произведения растворимости (CaSO<sub>4</sub>)  $PP_{CaSO_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$ .

15.20. Определить время работы (в часах) катионитовой колонки, используемой для умягчения воды. Объем катионита равен 0,53 м<sup>3</sup>, обменная емкость его равна 2000 моль/м<sup>3</sup>, объемная скорость потока воды 8 м<sup>3</sup>/ч. Жесткость воды равна 13,8 ммоль/л и обусловлена катионами кальция. Написать уравнение реакции, протекающей при умягчении воды.

15.21. Жесткость воды обусловлена наличием сульфата кальция. Для умягчения 10 л воды потребовалось 5,3 г карбоната натрия. Определить жесткость воды и массу сульфата кальция, содержащегося в воде.

15.22. Рассчитать массы гашеной извести и карбоната натрия, необходимых для умягчения воды объемом 20000 м<sup>3</sup>, которая поступает в водопровод за сутки, если временная жесткость воды составляет 1,15 ммоль/л, а общая – 2,7 ммоль/л.

15.23. Вода реки Двины содержит 1,66 ммоль/л карбонатной жесткости и 3,14 ммоль/л общей жесткости. Рассчитать массы негашеной извести и соды, необходимых для умягчения 10 л воды.

15.24. Для умягчения водопроводной воды используется катионитовая колонка, рабочий объем которой 0,27 м<sup>3</sup>. Через колонку

пропускают воду, жесткость которой 13 ммоль/л. Объемная скорость течения воды 8 м<sup>3</sup>/ч. Определить обменную емкость (моль/м<sup>3</sup>) катионита, если колонка работает без регенерации 16 часов. Написать уравнение реакции катионного обмена для воды, содержащей сульфат магния.

15.25. Определить жесткость воды, обусловленную ионами магния и кальция, если общая жесткость исходной воды равна 12 ммоль/л, а содержание ионов кальция равно 60 мг/л. Написать уравнение реакции определения жесткости с помощью трилона Б.

15.26. При кипячении 5 л воды, содержащей только гидрокарбонат железа (II) образовалось 98 мг осадка. Определить жесткость воды и массу, содержащейся в ней соли.

15.27. Для определения обменной емкости сульфоугля им заполнили колонку объемом 200 см<sup>3</sup>. Объем пропущенной через колонку воды с жесткостью 7,05 ммоль/л до появления в фильтрате Ca<sup>2+</sup> и Mg<sup>2+</sup> составил 11,35 л. Определить обменную емкость катионита в моль/м<sup>3</sup>.

15.28. Жесткость воды из скважин и колодцев достигает 8 ммоль/л. Для умягчения такой воды можно использовать золу подсолнечника, в которой содержится около 20% карбоната калия. Рассчитать сколько граммов золы нужно израсходовать, чтобы устранить жесткость 50 л такой воды.

15.29. В течение какого времени катионитный фильтр с сульфоуглем будет работать без регенерации, если обменная емкость фильтра равна 500 моль/м<sup>3</sup>, объем катионита в фильтре – 18 м<sup>3</sup>, объем протекающей воды равен 50 м<sup>3</sup>/ч и общая жесткость ее равна 3,75 ммоль/л.

15.30. Рассчитать массу гидрокарбоната кальция в 10 л воды и жесткость воды, если на титрование 100 см<sup>3</sup> этой воды ушло 4 см<sup>3</sup> 0,1н раствора HCl.

15.31. Определить карбонатную жесткость воды, содержащей в 10 л по 1 г гидрокарбоната кальция и гидрокарбоната магния и 2 г гидрокарбоната железа (II).

15.32. Определить временную, постоянную и общую жесткости воды, содержащей гидрокарбонат и сульфат железа (II), если на титрование 50 см<sup>3</sup> воды ушло 25 см<sup>3</sup> 0,01н раствора HCl и 50 см<sup>3</sup> 0,01н раствора трилона Б. Написать уравнения реакций.

15.33. Рассчитать массу гидрокарбоната магния в 30 л воды, если на титрование 50 см<sup>3</sup> воды ушло 25 см<sup>3</sup> 0,01н раствора HCl. Вычислить жесткость воды.

15.34. Анализом установлено, что в 2 л воды содержится 162,08 мг гидрокарбоната кальция и 73,16 мг гидрокарбоната магния. Определить жесткость воды и массу осадка [CaCO<sub>3</sub> и Mg(OH)<sub>2</sub>], который выпадет при кипячении этой воды.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П1

**Названия важнейших кислот и их солей.**

№ п/п	Формулы кислот	Название	
		Кислоты	Соли
1	$H_2SO_4$	Серная	Сульфаты
2	$H_2SO_3$	Сернистая	Сульфиты
3	$HNO_3$	Азотная	Нитраты
4	$HNO_2$	Азотистая	Нитриты
5	$H_3PO_4$	Ортофосфорная	Ортофосфаты
6	$HPO_3$	Метафосфорная	Метафосфаты
7	$H_4P_2O_7$	Пирофосфорная	Пирофосфаты
8	$H_3PO_3$	Фосфористая	Фосфиты
9	$H_2CO_3$	Угольная	Карбонаты
10	$H_2SiO_3$	Метакремниевая	Метасиликаты
11	$H_3BO_3$	Ортоборная	Ортобораты
12	$HBO_2$	Метаборная	Метабораты
13	$HClO_4$	Хлорная	Перхлораты
14	$HClO_3$	Хлорноватая	Хлораты
15	$HClO_2$	Хлористая	Хлориты
16	$HClO$	Хлорноватистая	Гипохлориты
17	$HCl$	Хлороводородная	Хлориды
18	$HF$	Фтороводородная	Фториды
19	$H_2S$	Сероводородная	Сульфиды
20	$HCN$	Циановодородная	Цианиды
21	$HCNS$	Родановодородная	Роданиды

## Растворимость солей и оснований

	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	
OH <sup>-</sup>		P	P	P	H	M	M	H	H	H	-	H	H	H	H	H	H	OH <sup>-</sup>
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	Cl <sup>-</sup>
F <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	F <sup>-</sup>
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	Br <sup>-</sup>
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	I <sup>-</sup>
NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	NO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	H	P	M	P	H	H	H	H	H	H	-	-	-	S <sup>2-</sup>
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	-	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H	-	P	P	H	H	H	H	H	H	-	H	H	H	-	-	-	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	P	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H	H	M	H	PO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	

**Стандартные энтальпии образования  $\Delta_f H^\circ(298\text{K})$   
энтропии  $S^\circ(298\text{K})$  и энергии Гиббса образования  $\Delta_f G^\circ(298\text{K})$   
некоторых веществ при 298K (25<sup>0</sup>C)**

Вещество	$\Delta_f H^\circ(298\text{K}),$ кДж/моль	$S^\circ(298\text{K}),$ Дж/(моль · К)	$\Delta_f G^\circ(298\text{K}),$ кДж/моль
1	2	3	4
Al (к)	0	28,35	0
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	- 1676,0	50,9	- 1582,0
C (графит)	0	5,7	0
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,8	200,8	209,2
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (г)	- 89,7	229,5	- 32,9
Ca (к)	0	41,6	0
Ca(OH) <sub>2</sub> (к)	- 986,6	76,1	- 896,8
CaF <sub>2</sub> (к)	- 1214,6	68,9	- 1161,9
CaO (к)	- 635,5	39,7	- 604,2
CH <sub>4</sub> (г)	- 74,9	186,2	- 50,8
CO (г)	- 110,5	197,5	- 137,1
CO <sub>2</sub> (г)	- 393,5	213,7	- 394,4
CuO (к)	- 162,0	42,6	- 129,9
Fe (к)	0	27,15	0
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	- 822,2	87,4	- 740,3
FeO (к)	- 264,8	60,8	- 244,3
H <sub>2</sub> (г)	0	130,5	0
H <sub>2</sub> O (г)	- 241,8	188,7	- 228,6
H <sub>2</sub> O (ж)	- 285,8	70,1	- 237,3
HCl (г)	- 92,3	186,8	- 95,2
NH <sub>4</sub> Cl	-315,39	94,56	-343,64
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,6	303,8	98,4
NH <sub>3</sub> (г)	- 46,2	192,6	- 16,7
NiO (к)	- 239,7	38,0	- 211,6
NO (г)	90,3	210,6	86,6
NO <sub>2</sub> (г)	33,5	240,2	51,5
PbO (к)	- 219,3	66,1	- 189,1
SnO <sub>2</sub> (к)	- 580,8	52,3	- 519,3
SO <sub>2</sub> (г)	- 296,9	248,1	- 300,2
SO <sub>3</sub> (г)	- 395,8	256,7	- 371,2
Ti (к)	0	30,6	0
TiO <sub>2</sub> (к)	- 943,9	50,3	- 888,6
ZnO (к)	- 350,6	43,6	- 320,7

1	2	3	4
CS <sub>2</sub> (г)	117,0	238,0	67,0
CS <sub>2</sub> (ж)	88,0	151,0	64,0
С (алмаз)	2	2	3
Ag <sup>+</sup> (р)	0	0	77,11
Ba <sup>2+</sup> (р)	0	0	-560,7
Ca <sup>2+</sup> (р)	0	0	-553,0
Cl <sup>-</sup> (р)	0	0	-131,17
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (р)	0	0	-743,0
F <sup>-</sup> (р)	0	0	-276,5
O <sub>2</sub> (г)	0	205,0	0
Cl <sub>2</sub> (г)	0	222,9	0
N <sub>2</sub> (г)	0	191,5	0
N <sub>2</sub> O (г)	82,0	219,9	104,1
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (г)	9,6	303,8	98,4
CaCO <sub>3</sub> (к)	-1207,0	88,7	-1127,7
H <sub>2</sub> S (г)	-21,0	205,7	-33,3
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	-3434,0	239	-3091,9
BaO (к)	-556,6	70,3	-528,4
HgO (к)	-	-	-58,6
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-1141,0	81,1	-1046,84
WO <sub>3</sub> (к)	-842,7	75,9	-763,9
W (к)	0	32,7	0
Cr (к)	0	23,76	0
Cd <sup>2+</sup> (р)			-77,74
Ni <sup>2+</sup> (р)			-64,4
Co <sup>2+</sup> (р)			-51,50

Таблица П4

**Коэффициент активности ионов ? при различных  
ионных силах раствора**

Ионная сила раствора I	Заряд иона z		
	± 1	± 2	± 3
0,05	0,84	0,50	0,21
0,10	0,81	0,44	0,16
0,20	0,80	0,41	0,14
0,30	0,81	0,42	0,14
0,40	0,82	0,45	0,17
0,500	0,84	0,50	0,21

Таблица П5

**Произведение растворимости малорастворимых веществ**

Вещество	Формула	ПР
Сульфид кадмия	CdS	$1,0 \cdot 10^{-29}$
Хлорид серебра	AgCl	$1,6 \cdot 10^{-10}$
Сульфат кальция	CaSO <sub>4</sub>	$6,1 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид ртути	Hg(OH) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-26}$
Карбонат цинка	ZnCO <sub>3</sub>	$6,0 \cdot 10^{-11}$
Карбонат кальция	CaCO <sub>3</sub>	$5,0 \cdot 10^{-9}$

Таблица П6

**Константы диссоциации некоторых слабых электролитов  
в водных растворах при 25°C**

Электролит		Константы диссоциаций		
Название	Формула	K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>	K <sub>3</sub>
1	2	3	4	5
Азотистая	HNO <sub>3</sub>	$5,1 \cdot 10^{-4}$		
Синильная	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$		
Угольная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная	CH <sub>3</sub> COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
Селеноводород	H <sub>2</sub> Se	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	
Гидроксид аммония	NH <sub>4</sub> OH	$6,3 \cdot 10^{-5}$		
Гидроксид алюминия	Al(OH) <sub>3</sub>			$1,4 \cdot 10^{-9}$
Гидроксид железа (II)	Fe(OH) <sub>2</sub>		$1,3 \cdot 10^{-4}$	
Гидроксид железа (III)	Fe(OH) <sub>3</sub>		$1,8 \cdot 10^{-11}$	$1,4 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид кадмия	Cd(OH) <sub>2</sub>		$5,0 \cdot 10^{-3}$	
Гидроксид кобальта	Co(OH) <sub>2</sub>		$4,0 \cdot 10^{-5}$	
Гидроксид магния	Mg(OH) <sub>2</sub>		$2,5 \cdot 10^{-3}$	
Гидроксид марганца	Mn(OH) <sub>2</sub>		$5,0 \cdot 10^{-4}$	
Гидроксид меди (II)	Cu(OH) <sub>2</sub>		$3,4 \cdot 10^{-7}$	
Гидроксид никеля	Ni(OH) <sub>2</sub>		$2,5 \cdot 10^{-5}$	
Гидроксид хрома (III)	Cr(OH) <sub>3</sub>			$1,02 \cdot 10^{-10}$
Гидроксид цинка	Zn(OH) <sub>2</sub>		$4,0 \cdot 10^{-5}$	
Гидроксид свинца	Pb(OH) <sub>2</sub>	$9,6 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	
Гидроксид серебра	AgOH	$5,0 \cdot 10^{-3}$		



**Ряд напряжений и нормальные (стандартные)  
электродные потенциалы металлов, В**

Электрод	Потенциал
$\text{Li}^+ / \text{Li}$	-3,02
$\text{Rb}^+ / \text{Rb}$	-2,99
$\text{K}^+ / \text{K}$	-2,92
$\text{Ba}^{2+} / \text{Ba}$	-2,90
$\text{Sr}^{2+} / \text{Sr}$	-2,89
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}$	-2,87
$\text{Na}^+ / \text{Na}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	-2,34
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	-1,67
$\text{Ti}^{2+} / \text{Ti}$	-1,63
$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}$	-1,05
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$	-0,71
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	-0,40
$\text{Co}^{2+} / \text{Co}$	-0,29
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	-0,13
$2\text{H}^+ / \text{H}_2$	0,00
$\text{Sb}^{3+} / \text{Sb}$	+0,20
$\text{Bi}^{3+} / \text{Bi}$	+0,23
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	+0,34
$\text{Ag}^+ / \text{Ag}$	+0,80
$\text{Pd}^{2+} / \text{Pd}$	+0,83
$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	+0,86
$\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}$	+1,20
$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	+1,45
$\text{Be}^{2+} / \text{Be}$	+1,85

Таблица П8

Стандартные потенциалы  $\varphi^0$ 

Электродный процесс	$\varphi^0$ , В
$F_2 + 2e = 2F^-$	2,87
$Cl_2 + 2e = 2Cl^-$	1,36
$Br_2 + 2e = 2Br^-$	1,07
$I_2 + 2e = 2I^-$	0,54
$Fe^{+3} + e = Fe^{+2}$	0,77
$Co^{+3} + e = Co^{+2}$	1,81
$Sn^{+4} + 2e = Sn^{+2}$	0,15
$Pb^{+4} + 2e = Pb^{+2}$	1,69
$Cu^{+2} + 1e = Cu^{+1}$	0,15
$Hg_2^{+2} + 2e = 2Hg$	0,79

Таблица П9

**Константы неустойчивости некоторых комплексных ионов  
в водных растворах при 25°C**

Комплексный ион	Константа неустойчивости	Комплексный ион	Константа неустойчивости
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$9,3 \cdot 10^{-8}$	$[Cu(CN)_2]^-$	$1,00 \cdot 10^{-24}$
$[Ag(NO)_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$[HgI_4]^{2-}$	$1,38 \cdot 10^{-30}$
$[Ag(CN)_2]^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$	$[HgCl_4]^{2-}$	$6,03 \cdot 10^{-16}$
$[AlF_6]^{3-}$	$1,45 \cdot 10^{-20}$	$[Ni(CN)_4]^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{-22}$
$[Cd(CN)_4]^{2-}$	$7,8 \cdot 10^{-18}$	$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$
$[CdI_4]^{2-}$	$7,94 \cdot 10^{-7}$	$[Zn(OH)_4]^{2-}$	$7,08 \cdot 10^{-16}$

**Индивидуальные домашние задания**

Номер индивидуального домашнего задания	Номера задач каждой главы		Номер индивидуального домашнего задания	Номера задач каждой главы	
1	1	18	18	1	34
2	2	19	19	2	33
3	3	20	20	3	32
4	4	21	21	4	31
5	5	22	22	5	30
6	6	23	23	6	29
7	7	24	24	7	28
8	8	25	25	8	27
9	9	26	26	9	26
10	10	27	27	10	25
11	11	28	28	11	24
12	12	29	29	12	23
13	13	30	30	13	22
14	14	31	31	14	21
15	15	32	32	15	20
16	16	33	33	16	19
17	17	34	34	17	18

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

периоды	ряды	группы									
		A I B	A II B	B III A	B IV A	B V A					
1	1	(H)									
2	2	<b>Li</b> <sup>3</sup> ЛИТИЙ 6,941	<b>Be</b> <sup>4</sup> БЕРИЛЛИЙ 9,01218	5	<b>B</b> <sup>6</sup> БОР 10,81	<b>C</b> <sup>7</sup> УГЛЕРОД 12,011	<b>N</b> <sup>8</sup> АЗОТ 14,0067				
3	3	<b>Na</b> <sup>11</sup> НАТРИЙ 22,98977	<b>Mg</b> <sup>12</sup> МАГНИЙ 24,305	13	<b>Al</b> <sup>14</sup> АЛЮМИНИЙ 26,98154	<b>Si</b> <sup>15</sup> КРЕМНИЙ 28,0855	<b>P</b> <sup>16</sup> ФОСФОР 30,97376				
4	4	<b>K</b> <sup>19</sup> КАЛИЙ 39,0983	<b>Ca</b> <sup>20</sup> КАЛЬЦИЙ 40,08	<b>Sc</b> <sup>21</sup> СКАНДИЙ 44,9559	<b>Ti</b> <sup>22</sup> ТИТАН 47,90	<b>V</b> <sup>23</sup> ВАНАДИЙ 50,9414					
	5	<b>Cu</b> <sup>29</sup> МЕДЬ 63,546	<b>Zn</b> <sup>30</sup> ЦИНК 65,38	31	<b>Ga</b> <sup>32</sup> ГАЛЛИЙ 69,72	<b>Ge</b> <sup>33</sup> ГЕРМАНИЙ 72,59	<b>As</b> <sup>34</sup> МЬЯДЬЯК 74,9216				
5	6	<b>Rb</b> <sup>37</sup> РУБИДИЙ 85,4678	<b>Sr</b> <sup>38</sup> СТРОНЦИЙ 87,62	<b>Y</b> <sup>39</sup> ИТТРИЙ 88,9059	<b>Zr</b> <sup>40</sup> ЦИРКОНИЙ 91,22	<b>Nb</b> <sup>41</sup> НИОБИЙ 92,9064					
	7	<b>Ag</b> <sup>47</sup> СЕРЕБРО 107,868	<b>Cd</b> <sup>48</sup> КАДМИЙ 112,41	49	<b>In</b> <sup>50</sup> ИНДИЙ 114,82	<b>Sn</b> <sup>51</sup> ОЛОВО 118,69	<b>Sb</b> <sup>52</sup> СУРЬМА 121,75				
6	8	<b>Cs</b> <sup>55</sup> ЦЕЗИЙ 132,9054	<b>Ba</b> <sup>56</sup> БАРИЙ 137,33	<b>La</b> <sup>57</sup> ЛАНТАН 138,9055	<b>Hf</b> <sup>72</sup> ГАФНИЙ 178,49	<b>Ta</b> <sup>73</sup> ТАНТАЛ 180,9479					
	9	<b>Au</b> <sup>79</sup> ЗОЛОТО 196,9665	<b>Hg</b> <sup>80</sup> РТУТЬ 200,59	81	<b>Tl</b> <sup>82</sup> ТАЛЛИЙ 204,37	<b>Pb</b> <sup>83</sup> СВИНЕЦ 207,2	<b>Bi</b> <sup>84</sup> ВИСМУТ 208,9804				
7	10	<b>Fr</b> <sup>87</sup> ФРАНЦИЙ [223]	<b>Ra</b> <sup>88</sup> РАДИЙ 226,0254	<b>Ac</b> <sup>89</sup> АКТИНИЙ [227]	<b>Ku</b> <sup>104</sup> КУРЧАТОВИЙ [261]	<b>Ns</b> <sup>105</sup> НИЛЬСБОРИЙ					

\* ланта

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

\*\* акти

<b>Th</b> <sup>90</sup> ТОРИЙ 232,0381	<b>Pa</b> <sup>91</sup> ПРОТАКТИНИЙ 231,0359	<b>U</b> <sup>92</sup> УРАН 238,029	<b>Np</b> <sup>93</sup> НЕПТУНИЙ 237,0482	<b>Pu</b> <sup>94</sup> ПЛУТОНИЙ [244]	<b>Am</b> <sup>95</sup> АМЕРИЦИЙ [243]	<b>Cm</b> <sup>96</sup> КЮРИЙ [247]
--	--	---	---	--	--	---

ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ЭЛЕМЕНТОВ

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



НОИДЫ

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

НОИДЫ

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

## Содержание

Введение.....	3
1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.....	3
2. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ.....	12
3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРА.....	18
4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....	25
5. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.....	30
6. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	36
7. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	43
8. РАСТВОРЫ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	49
9. ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ УРАВНЕНИЯ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	55
10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	63
11. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ.....	72
12. ЭЛЕКТРОЛИЗ.....	80
13. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ.....	86
14. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ.....	93
15. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ.....	98
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	108

Учебное издание

БУРАК Галина Адамовна  
ГРАНЩИКОВА Инесса Михайловна  
ЕВСЕЕВА Елена Анатольевна и др.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ  
ПО ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Под редакцией В.Н.Яглова

Редактор Т.Н.Микулик. Корректор М.П.Антонова  
Компьютерная верстка Н.А.Школьниковой

---

Подписано в печать 01.10.2003.

Формат 60x84 1/16. Бумага типографская № 2.

Печать офсетная. Гарнитура Таймс.

Усл. печ. л. 6,9. Уч.-изд. л. 5,4. Тираж 1000. Заказ 263.

---

Издатель и полиграфическое исполнение:

Белорусский национальный технический университет.  
Лицензия ЛВ №155 от 30.01.2003. 220013, Минск, проспект Ф.Скорины, 65.