



Министерство образования  
Республики Беларусь

БЕЛОРУССКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ  
ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

---

---

Кафедра химии

# ЗАДАЧИ ПРЕДЛАБОРАТОРНОГО КОНТРОЛЯ ПО ХИМИИ

*Пособие для студентов I курса*

Минск 2009

Министерство образования Республики Беларусь  
БЕЛОРУССКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ

---

Кафедра химии

ЗАДАЧИ ПРЕДЛАБОРАТОРНОГО  
КОНТРОЛЯ ПО ХИМИИ

Пособие для студентов I курса

Под редакцией В.Н. Яглова

Минск 2009

УДК 546.66.015

З 15

Авторы :

*Г.А. Бурак, Е.А. Евсеева, Д.И. Медведев, А.А. Меженцев,  
И.Б. Проворова, Л.М. Слепнева, И.А. Шнып, В.Н. Яглов*

Рецензент Я.Н. Ковалев

З 15      Задачи предлабораторного контроля по химии: пособие для студентов I курса / Г.А. Бурак [и др.]; под ред. В.Н. Яглова. – Минск: БНТУ, 2009. – 172 с.

ISBN 978-985-479-946-9.

В данном пособии представлены решения типовых задач различного уровня сложности по основным разделам курса химии, который излагается студентам на лекциях. В задачах даны термины и условные обозначения, применяемые в Международной системе единиц.

УДК 546.66.015

ISBN 978-985-479-946-9

© БНТУ, 2009

## ВВЕДЕНИЕ

При изучении курса химии предусмотрены лекции и лабораторные занятия. Лекции читаются в соответствии с учебной программой, вопросы которой представлены в прил. 2.

На первом занятии студент получает номер варианта своего индивидуального домашнего задания, которое он обязан выполнить к каждой лабораторной работе (прил. 1).

Домашнее задание включает краткий конспект по вопросам предстоящей лабораторной работы и задачи, соответствующие полученному студентом варианту.

Вопросы для конспектирования представлены в плане лабораторных работ, вывешенном в лаборатории.

Каждая лабораторная работа начинается с проверки домашнего задания. За правильно и качественно выполненное домашнее задание студент может получить 1 балл. Затем проводится предлабораторный контроль. На предлабораторном контроле каждому студенту предлагаются две задачи уровня А и В, на решение которых ему отводится 15 минут. За правильное решение задачи уровня А студент получает дополнительно 0,5 балла, а за задачу уровня В – 2 балла.

Если студент правильно решил задачи уровня А и В менее чем за 10 минут, то он может при желании взять задачу уровня С, на решение которой ему отводится дополнительно 10 минут. За правильное решение задачи уровня С студент получает дополнительно 3,5 балла.

Тексты типовых задач предлабораторного контроля уровня А, В и С, а также их решения представлены в настоящем пособии.

После лабораторного контроля студент приступает к выполнению лабораторной работы.

Качество выполнения лабораторной работы оценивается следующим образом:

а) студент, выполнивший эксперимент с ошибкой менее 10 %, оформивший и сдавший отчет и ответивший на 1–2 вопроса по лабораторной работе преподавателю за 15 минут до конца занятия, получает дополнительно 3 балла. Студент, сдавший отчет, но не ответивший на контрольные вопросы, получает дополнительно 2 балла;

б) студент, выполнивший эксперимент, оформивший и сдавший отчет преподавателю и ответивший на контрольные вопросы в интервале от 5 до 15 минут до конца занятия, дополнительно получает 2 балла.

Студент, не ответивший на дополнительные вопросы, получает 1 балл;

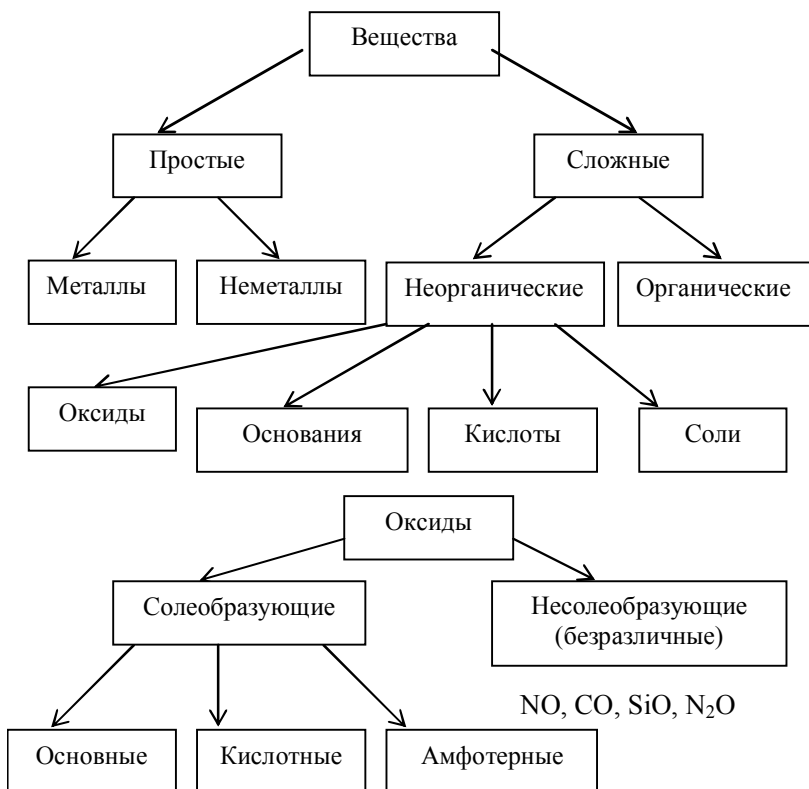
в) студент, выполнивший эксперимент, оформивший и сдавший отчет преподавателю в интервале от 5 до 0 минут до конца занятия, получает 0,5 балла. Дополнительных вопросов студент не получает;

г) студент, выполнивший экспериментальную часть лабораторного занятия, но не оформивший отчет либо представивший отчет после окончания занятия, обязан представить его на следующем лабораторном занятии. В этом случае оценка за лабораторную работу снижается на 1 балл от суммы оценок домашнего задания и предлабораторного контроля.

Преподаватель имеет право снижать оценки за некачественное выполнение отдельных видов работ на лабораторном занятии.

После выполнения лабораторной работы студенту выставляется оценка.

# 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



## **Основные:**

$\text{Li}_2\text{O}$  – оксид лития;

$\text{MgO}$  – оксид магния;

$\text{MnO}$  – оксид марганца (II).

## **Кислотные:**

$\text{B}_2\text{O}_3$  – оксид бора;

$\text{CO}_2$  – оксид углерода (IV);

$\text{Mn}_2\text{O}_7$  – оксид марганца (VII)

## **Амфотерные**

$\text{BeO}$  – оксид бериллия;

$\text{Al}_2\text{O}_3$  – оксид алюминия;

$\text{Cr}_2\text{O}_3$  – оксид хрома (III);

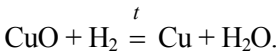
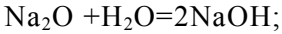
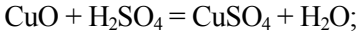
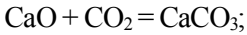
$\text{ZnO}$  – оксид цинка;

$\text{SnO}$  – оксид олова (II);

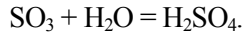
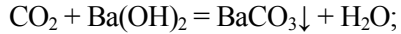
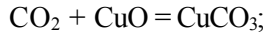
$\text{PbO}$  – оксид свинца (II).

## СВОЙСТВА ОКСИДОВ

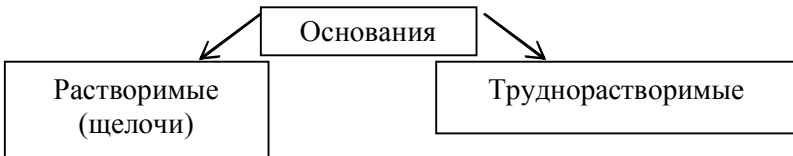
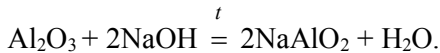
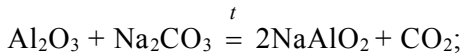
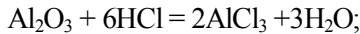
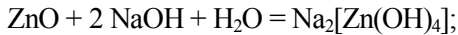
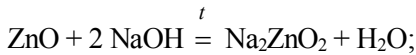
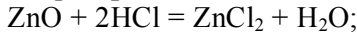
### Основные:



### Кислотные:



### Амфотерные:



LiOH – гидроксид лития;

NaOH – гидроксид натрия;

KOH – гидроксид калия;

RbOH – гидроксид рубидия;

CsOH – гидроксид цезия;

Ca(OH)<sub>2</sub> – гидроксид кальция;

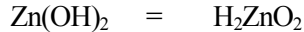
Sr(OH)<sub>2</sub> – гидроксид стронция;

Ba(OH)<sub>2</sub> – гидроксид бария;

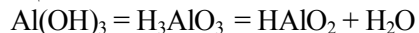
Fe(OH)<sub>3</sub> – гидроксид железа (III);

Mg(OH)<sub>2</sub> – гидроксид магния

Амфотерные гидроксиды:

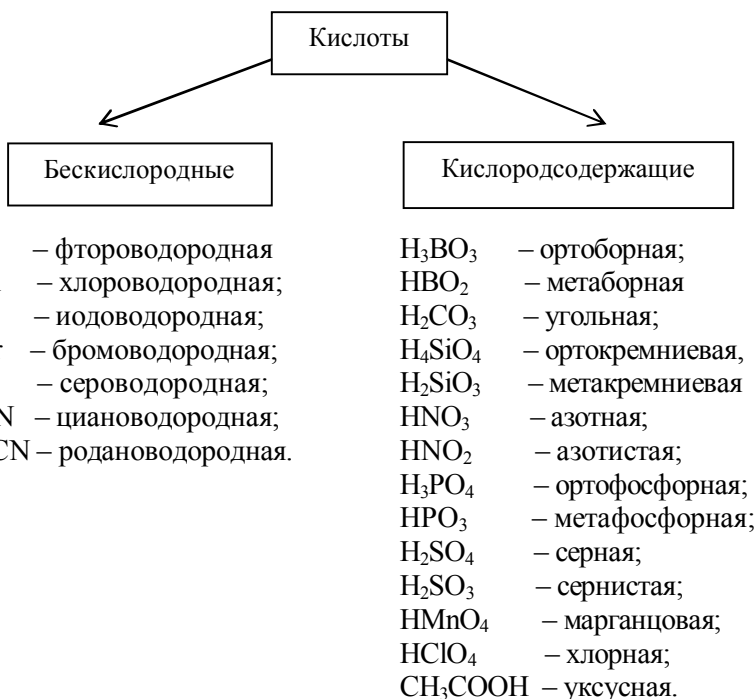
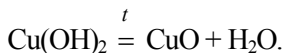
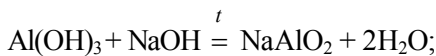
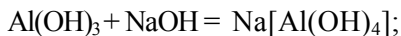
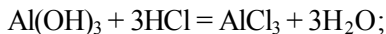
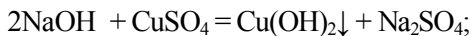
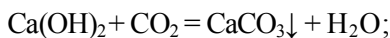
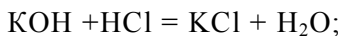


гидроксид цинка                      цинковая кислота

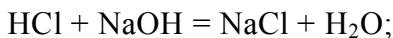


гидроксид алюминия      ортоалюминиевая кислота      метаалюминиевая кислота

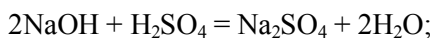
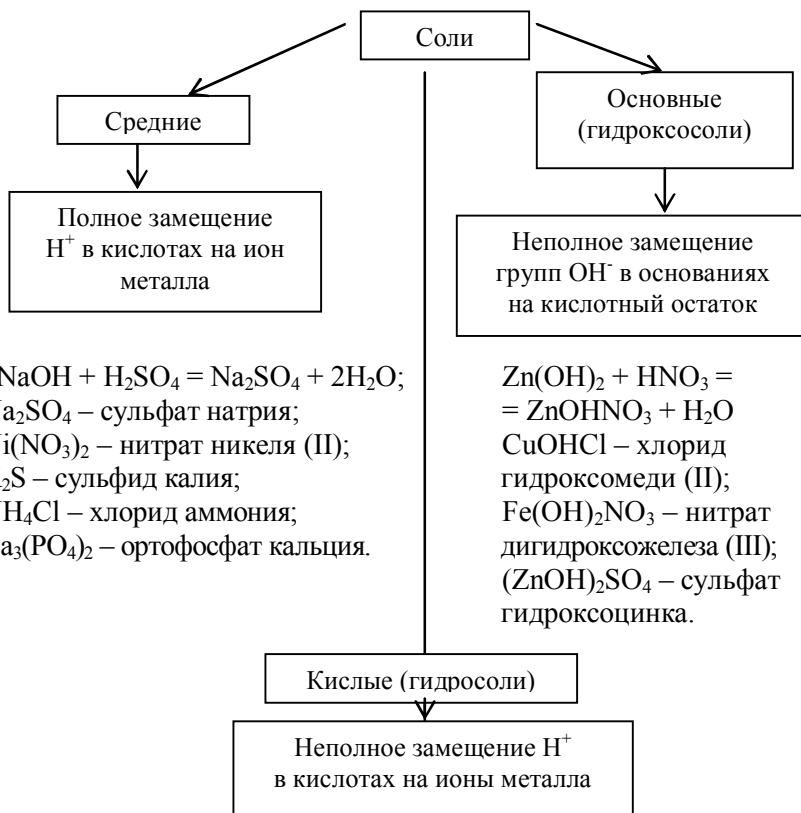
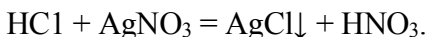
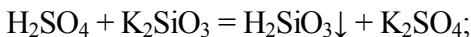
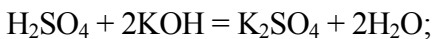
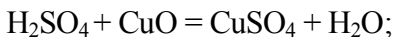
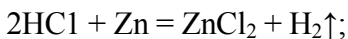
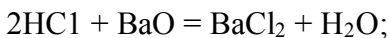
## СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ



## СВОЙСТВА КИСЛОТ







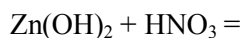
$\text{Na}_2\text{SO}_4$  – сульфат натрия;

$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  – нитрат никеля (II);

$\text{K}_2\text{S}$  – сульфид калия;

$\text{NH}_4\text{Cl}$  – хлорид аммония;

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  – ортофосфат кальция.



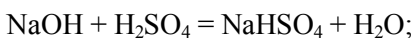
$\text{CuOHCl}$  – хлорид

гидроксомеди (II);

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  – нитрат

дигидроксожелеза (III);

$(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$  – сульфат гидроксоцинка.



$\text{KHSO}_3$  – гидросульфит калия;

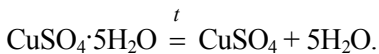
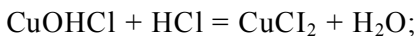
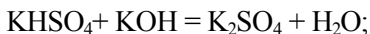
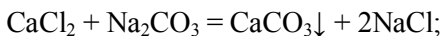
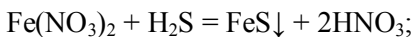
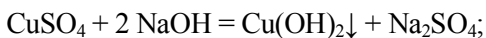
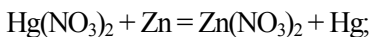
$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$  – дигидроортофосфат алюминия.

Таблица 1.1

## Кислоты и их соли

Формула кислоты	Формула аниона	Название аниона
HBO <sub>2</sub>	BO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Метаборат
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Ортоборат
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Сульфат
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Сульфит
HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Нитрат
HNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Нитрит
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Карбонат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Метасиликат
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Ортофосфат
HPO <sub>3</sub>	PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Метафосфат
HF	F <sup>-</sup>	Фторид
HCl	Cl <sup>-</sup>	Хлорид
HBr	Br <sup>-</sup>	Бромид
HI	I <sup>-</sup>	Иодид
H <sub>2</sub> S	S <sup>2-</sup>	Сульфид
HCN	CN <sup>-</sup>	Цианид

## СВОЙСТВА СОЛЕЙ



## НЕКОТОРЫЕ ПРАВИЛА ОПРЕДЕЛЕНИЯ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ В ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю, например:  $\text{H}_2^0$ ;  $\text{N}_2^0$ ,  $\text{O}_2^0$ ,  $\text{Na}^0$ ,  $\text{Cu}^0$ ,  $\text{Fe}^0$ ,  $\text{Hg}^0$ ,  $\text{S}^0$ ,  $\text{P}^0$ ,  $\text{B}^0$  и др.

2. Атомы кислорода в основных классах неорганических соединений проявляют степень окисления (-2).

Например:  $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$ ,  $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$  и т.д.

Исключения: фторид кислорода  $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$  – степень окисления кислорода (+2), пероксиды – степень окисления кислорода (-1),  $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$ .

3. Атом водорода в основных классах неорганических соединений проявляет степень окисления (+1), например:  $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}$ ,  $\text{N}^3\text{H}_3^{+1}$ ,  $\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ ,  $\text{K}^{+1}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$ ,  $\text{Na}^{+1}\text{H}^{+1}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ .

Исключения: гидриды металлов типа  $\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-1}$ ,  $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$ ; в которых степень окисления водорода (-1).

4. Металлы IA, IIA и IIIA главных подгрупп Периодической системы проявляют степень окисления, равную номеру группы, в которой находится этот элемент, т.е. соответственно (+1), (+2) и (+3) (табл. 1.2).

Например:  $\text{Na}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ ;  $\text{Sr}^{+2}\text{O}^{-2}$ ;  $\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ ,  $\text{NaOH}$ .

5. Алгебраическая сумма степеней окисления отдельных атомов, образующих молекулу, с учетом их стехиометрических индексов равна нулю. Например, можно определить степень окисления азота в молекуле  $\text{HNO}_3$ , зная степени окисления кислорода (-2) и водорода (+1):  $\text{H}^{+1}\text{N}^x\text{O}_3^{-2}$ :

$$(+1) + x + (-2) \cdot 3 = 0, \quad x = +5,$$

или степень окисления хрома в молекуле  $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^x\text{O}_7^{-2}$ :

$$(+1) \cdot 2 + x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = 0, \quad x = +6.$$

6. Атомы одного и того же элемента в различных соединениях могут иметь разные степени окисления, например:  $\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2}$ ;  $\text{H}_2^{+1}\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ ;  $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ .

Таблица 1.2

Элементы, имеющие постоянную степень окисления  
в большинстве соединений

I	II	III	IV	V	VI
H <sup>+</sup>					
Li <sup>+1</sup>	Be <sup>+2</sup>	B <sup>+3</sup>			O <sup>-2</sup>
Na <sup>+1</sup>	Mg <sup>+2</sup>	Al <sup>+3</sup>			
K <sup>+1</sup>	Ca <sup>+2</sup> Zn <sup>+2</sup>	Sc <sup>+3</sup>			
Rb <sup>+1</sup> Ag <sup>+1</sup>	Sr <sup>+2</sup> Cd <sup>+2</sup>				
Cs <sup>+1</sup>	Ba <sup>+2</sup>				
Fr <sup>+1</sup>	Ra <sup>+2</sup>				

### УРОВЕНЬ А

**1. Указать химический характер предложенных оксидов:**

**1) Cs<sub>2</sub>O; 2) BeO; 3) SO<sub>2</sub>; 4) BaO.**

Ответ: 1) Cs<sub>2</sub>O – основной оксид; 2) BeO – амфотерный оксид;  
3) SiO<sub>2</sub> – кислотный оксид; 4) BaO – основной оксид.

**2. Указать тип предложенных солей:**

**1) FeOHCl; 2) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>; 3) NaHS; 4) Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>.**

Ответ: 1) FeOHCl – основная соль; 2) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> – средняя соль;  
3) NaHS – кислая соль; 4) Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> – средняя соль.

**3. Написать формулы кислот, которым соответствуют следующие ангидриды:**

**1) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; 2) SnO<sub>2</sub>; 3) SO<sub>3</sub>; 4) As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.**

Ответ: Элемент, образующий ангидрид, проявляет одинаковую степень окисления и в ангидриде, и в соответствующей ему кислоте:

1) N<sup>+5</sup><sub>2</sub>O<sub>5</sub> – HN<sup>+5</sup>O<sub>3</sub>; 2) Sn<sup>+4</sup>O<sub>2</sub> – H<sub>2</sub>Sn<sup>+4</sup>O<sub>3</sub>;  
3) S<sup>+6</sup>O<sub>3</sub> – H<sub>2</sub>S<sup>+6</sup>O<sub>4</sub>; 4) As<sup>+3</sup><sub>2</sub>O<sub>3</sub> – H<sub>3</sub>As<sup>+3</sup>O<sub>3</sub>.

## УРОВЕНЬ В

1. а) Назвать следующие химические соединения и определить степень окисления всех элементов соединений:  $\text{CO}$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KHS}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ .

б) Написать формулы следующих химических соединений: оксид свинца (IV), сульфат лития, хлорид гидроксоцинка, дигидроортофосфат алюминия

Ответ:

а)  $\text{C}^{+2}\text{O}^{-2}$  – оксид углерода (II),

$\text{Mn}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_2$  – гидроксид марганца (II),

$\text{H}^{+1}_2\text{S}^{+4}\text{O}^{-2}_3$  – сернистая кислота,

$\text{K}^{+1}\text{H}^{+1}\text{S}^{-2}$  – гидросульфид калия,

$\text{Na}_2^{+1}\text{C}^{+4}\text{O}^{-2}_3$  – карбонат натрия,

$\text{Fe}^{+3}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}(\text{N}^{+5}\text{O}^{-2}_3)_2$  – нитрат гидроксожелеза (III).

б) оксид свинца (IV) –  $\text{PbO}_2$ ,

сульфат лития –  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ ,

хлорид гидроксоцинка –  $\text{ZnOHCl}$ ;

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

## УРОВЕНЬ С

1. Определить количество моль воды в кристаллогидрате  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , если в результате прокаливании его масса изменилась от 1,43 до 0,53 г. Определить объем выделившейся паробразной воды при 200 °С и давлении 83,2 кПа.

Дано:

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}} = 1,43 \text{ г}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,53 \text{ г}$$

$$t = 200 \text{ °С}$$

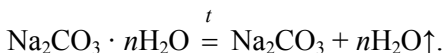
$$P = 83,2 \text{ кПа}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} - ?$$

$$n - ?$$

Решение

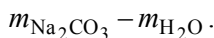
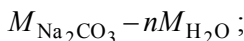
При прокаливании кристаллогидрата протекает реакция



Находим массу воды ( $m_{\text{H}_2\text{O}}$ ), выделившейся при разложении кристаллогидрата:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1,43 - 0,53 = 0,9 \text{ г.}$$

Расчет ведем по уравнению реакции



$$n = \frac{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{106 \cdot 0,9}{0,53 \cdot 18} = 10,$$

где  $M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106$  г/моль ;

$M_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 2 + 16 = 18$  г/моль , откуда объем выделившейся паробразной воды при нормальных условиях ( $V_{\text{o}(\text{H}_2\text{O})}$ ) рассчитываем как масса 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  (18 г) – 22,4 л (н.у);  
0,9 г  $\text{H}_2\text{O}$  –  $V_{\text{o}(\text{H}_2\text{O})}$ ,

тогда

$$V_{\text{o}(\text{H}_2\text{O})} = \frac{22,4 \cdot 0,9}{18} = 1,12 \text{ л},$$

где 22,4 л/моль – объем одного моль газа при н.у.

Для приведения объема воды к заданным условиям задачи воспользуемся объединенным газовым законом:

$$\frac{P_0 \cdot V_{\text{o}(\text{H}_2\text{O})}}{T_0} = \frac{P \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}{T},$$

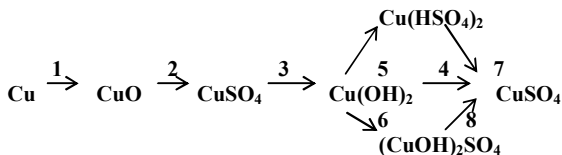
где  $P_0$  – давление газа при нормальных условиях (101325 Па = 101,325 кПа);

$T_0$  – абсолютная температура, К.

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P_0 \cdot V_{\text{o}(\text{H}_2\text{O})} \cdot T}{T_0 \cdot P} = \frac{101,325 \cdot 1,12 \cdot (200 + 273)}{273 \cdot 98,2} = 2,000 \text{ л}.$$

Ответ: формула кристаллогидрата:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 2,00$  л .

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



Ответ:

- 1)  $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$ ,
- 2)  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ,
- 3)  $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ ,
- 4)  $\text{Cu(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- 5)  $\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cu(HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- 6)  $2\text{Cu(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- 7)  $\text{Cu(HSO}_4)_2 + \text{Cu(OH)}_2 = 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- 8)  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

3. При взаимодействии 1,8 г технического карбоната кальция (мела) с HCl выделилось 400 см<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>, собранного над водным раствором NaHCO<sub>3</sub> и измеренного при температуре 288 К и давлении 730 мм рт. ст. Давление паров воды при 288 К равно 12,79 мм рт. ст. Определить содержание CaCO<sub>3</sub> в техническом карбонате кальция в процентах.

Дано:

$$m_{\text{CaCO}_3(\text{техн})} = 1,8 \text{ г}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 400 \text{ см}^3$$

$$T = 288 \text{ К}$$

$$P_{\text{общ}} = 730 \text{ мм рт. ст.}$$

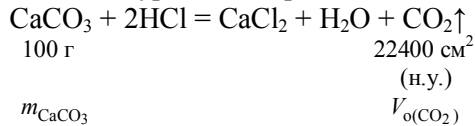
$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 12,79 \text{ мм рт. ст.}$$

$$\omega_{\text{CaCO}_3} = ?$$

Решение

$$\omega_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{m_{\text{CaCO}_3(\text{техн})}} \cdot 100 \% .$$

Так как примеси, содержащиеся в техническом  $\text{CaCO}_3$ , не взаимодействуют с  $\text{HCl}$  с образованием  $\text{CO}_2$ , то массу чистого карбоната кальция ( $m_{\text{CaCO}_3}$ ) определяем по уравнению реакции:



где  $M_{\text{CaCO}_3} = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ г/моль}$ ,

откуда 
$$m_{\text{CaCO}_3} = \frac{M_{\text{CaCO}_3} \cdot V_{\text{CO}_2}}{22400} ,$$

где  $V_{\text{CO}_2}$  – объем выделившегося  $\text{CO}_2$ , приведенный к нормальным условиям.

Для приведения объема выделившегося  $\text{CO}_2$  к нормальным условиям воспользуемся объединенным газовым законом:

$$\frac{P_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_{\text{CO}_2}}{T_0} , \quad V_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0} ,$$

где  $P_{\text{CO}_2}$  – парциальное давление  $\text{CO}_2$ .

Так как  $\text{CO}_2$  собран над водным раствором  $\text{NaHCO}_3$ , то  $P_{\text{общ}} = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$ , тогда  $P_{\text{CO}_2} = P_{\text{общ}} - P_{\text{H}_2\text{O}} = 730 - 12,79 = 717,21 \text{ мм рт. ст.}$

$$T_0 = 273 \text{ К},$$

$$P_0 = 760 \text{ мм рт. ст.},$$

тогда 
$$V_{\text{CO}_2} = \frac{717,21 \cdot 400 \cdot 273}{288 \cdot 760} = 357,8 \text{ см}^3 .$$



Определяем содержание чистого  $\text{CaCO}_3$ :

$$m_{\text{CaCO}_3} = \frac{100 \cdot 357,8}{22400} = 1,6 \text{ г},$$

тогда 
$$\omega_{\text{CaCO}_3} = \frac{1,6}{1,8} \cdot 100 = 88,89 \%$$
.

Ответ: содержание  $\text{CaCO}_3$  в меле 88,89 %.

## 2. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

### УРОВЕНЬ А

**1. Определить число моль эквивалентов металла, содержащегося в 40 г Са.**

Ответ:

$$n_{\text{эк}}(\text{Me}) = \frac{m_{\text{Me}}}{M_{\text{эк}}(\text{Me})}, \text{ моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = \frac{M_{\text{Me}}}{\text{В}}, \text{ г/моль},$$

где В – валентность металла.

$M_{\text{Са}} = 40$  г/моль,  $\text{В}_{\text{Са}} = 2$  (см. Периодическую систему элементов);  
 $M_{\text{эк}}(\text{Са}) = 40/2 = 20$  г/моль. Тогда в 40 г Са содержится  $n_{\text{эк}}(\text{Me}) = 40 : 20 = 2$  моль эквивалентов металла.

**2. Определить молярную массу эквивалента оксида хрома (III).**

Ответ:

$$M_{\text{эк}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = M_{\text{эк}}(\text{Cr}) + M_{\text{эк}}(\text{O});$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Cr}) = \frac{M_{\text{Cr}}}{\text{В}},$$

где В – валентность хрома, равная 3.

$$M_{\text{эк}}(\text{O}) = 8 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{52}{3} + 8 = 17,33 \text{ г/моль}.$$

### 3. Определить молярную массу эквивалента карбоната натрия.

Ответ:

$$M_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{n \cdot B},$$

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

$B$  – валентность натрия, равная 1.

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106 \text{ г/моль.}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{106}{2 \cdot 1} = 53 \text{ г/моль.}$$

## УРОВЕНЬ В

1. Трехвалентный элемент образует оксид, содержащий 68,90 % мас. кислорода. Вычислить молярную массу эквивалента элемента и назвать элемент.

Дано:
$\omega_{\text{O}_2} = 68,90 \%$ мас.
$B = 3$
$M_{\text{эк}}(\text{Э}) - ?$
$\text{Э} - ?$

Решение

Чтобы назвать элемент, необходимо вычислить молярную массу атома элемента ( $M_{\text{Э}}$ ).

$$M_{\text{Э}} = M_{\text{эк}}(\text{Э}) \cdot B,$$

где  $M_{\text{эк}}(\text{Э})$  – молярная масса эквивалента элемента;

$B$  – валентность элемента.

По закону эквивалентов  $n_{\text{эк}}(\text{Э}) = n_{\text{эк}}(\text{O})$ , т.е.

$$\frac{m_{\text{Э}}}{M_{\text{эк}}(\text{Э})} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{эк}}(\text{O})},$$

$$\text{откуда } M_{\text{эк}}(\text{Э}) = \frac{m_{\text{Э}} \cdot M_{\text{эк}}(\text{O})}{m_{\text{O}_2}}.$$

$$M_{\text{эк}}(\text{O}) = 8 \text{ г/моль.}$$

$$m_{\text{окс}} = m_{\text{з}} + m_{\text{O}_2}; \quad m_{\text{O}_2} = 68,9 \text{ г.}$$

$$m_{\text{з}} = 100 - m_{\text{O}_2} = 100 - 68,9 = 31,1 \text{ г.}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}) = \frac{31,1 \cdot 8}{68,9} = 3,61 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}) = \frac{M_{\text{з}}}{\text{В}},$$

$M_{\text{з}} = M_{\text{эк}}(\text{Э}) \cdot \text{В} = 3,61 \cdot 3 = 10,83 \text{ г/моль}$ , что соответствует молекулярной массе атома бора.

Ответ:  $M_{\text{эк}}(\text{Э}) = 3,61 \text{ г/моль}$ ; элемент – В.

**2. На восстановление 7,2 г оксида потребовалось 2,24 л водорода, измеренного при н.у. Рассчитать молярные массы эквивалентов оксида и металла.**

Дано: $m_{\text{окс.}} = 7,2 \text{ г}$ $V_{\text{O}(\text{H}_2)} = 2,24 \text{ л}$
$M_{\text{эк}}(\text{окс.}) - ?$ $M_{\text{эк}}(\text{Me}) - ?$

Решение

По закону эквивалентов  
 $n_{\text{эк}}(\text{окс}) = n_{\text{эк}}(\text{H}_2)$ ,

$$\frac{m_{\text{окс}}}{M_{\text{эк}}(\text{окс})} = \frac{V_{\text{O}(\text{H}_2)}}{V_{M_{\text{эк}}(\text{H})}},$$

где  $V_{M_{\text{эк}}(\text{H})} = 11,2 \text{ л/моль}$ .

$$M_{\text{эк}}(\text{окс}) = \frac{m_{\text{окс}} \cdot V_{M_{\text{эк}}(\text{H})}}{V_{\text{O}(\text{H}_2)}} = \frac{7,2 \cdot 11,2}{2,24} = 36 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{окс}) = M_{\text{эк}}(\text{Me}) + M_{\text{эк}}(\text{O});$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = M_{\text{эк}}(\text{окс}) - M_{\text{эк}}(\text{O}) = 36 - 8 = 28 \text{ г/моль.}$$

Ответ:  $M_{\text{эк}}(\text{окс}) = 36 \text{ г/моль}$ ;

$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = 28 \text{ г/моль}$ .

**3. Хлорид некоторого металла ( $\text{MeCl}_x$ ) массой 0,493 г обработали избытком раствора  $\text{AgNO}_3$ . При этом образовалось 0,86 г  $\text{AgCl}$ . Вычислить молярную массу эквивалента металла.**

Дано:
$m_{\text{MeCl}_x} = 0,493 \text{ г}$
$m_{\text{AgCl}} = 0,86 \text{ г}$
$M_{\text{эк}}(\text{Me}) - ?$

Решение

По закону эквивалентов  $n_{\text{эк}}(\text{MeCl}_x) = n_{\text{эк}}(\text{AgCl})$  т.е.

$$\frac{m_{\text{MeCl}_x}}{M_{\text{эк}}(\text{MeCl}_x)} = \frac{m_{\text{AgCl}}}{M_{\text{эк}}(\text{AgCl})};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{AgCl}) = \frac{M_{\text{AgCl}}}{n \cdot \nu} = \frac{143,5}{1 \cdot 1} 143,5 \text{ г/моль.}$$

где  $M_{\text{AgCl}}$  – молярная масса  $\text{AgCl}$ ;

$\nu$  – валентность серебра;

$n$  – число атомов серебра в молекуле соли.

$$\frac{0,493}{M_{\text{эк}}(\text{MeCl}_x)} = \frac{0,86}{143,5},$$

$$\text{откуда } M_{\text{эк}}(\text{MeCl}_x) = \frac{0,493 \cdot 143,5}{0,86} = 82,3 \text{ г/моль.}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{MeCl}_x) = M_{\text{эк}}(\text{Me}) + M_{\text{эк}}(\text{Cl});$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Cl}) = \frac{35,5}{1} = 35,5 \text{ г/моль.}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = M_{\text{эк}}(\text{MeCl}_x) - M_{\text{эк}}(\text{Cl}),$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = 82,3 - 35,5 = 46,8 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Ответ: } M_{\text{эк}}(\text{Me}) = 46,8 \text{ г/моль.}$$

### УРОВЕНЬ С

**1. При растворении 16,2 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 температуре 298 К равно 23,76 мм рт. ст.**

<p>Дано:</p> <p><math>m_{\text{Me}} = 16,2 \text{ г}</math></p> <p><math>V = 2</math></p> <p><math>V_{\text{H}_2} = 6,52 \text{ л}</math></p> <p><math>T = 298 \text{ К}</math></p> <p><math>P_{\text{общ}} = 730 \text{ мм рт. ст.}</math></p> <p><math>P_{\text{H}_2\text{O}} = 23,76 \text{ мм рт. ст.}</math></p> <hr/> <p><math>M_{\text{эк}}(\text{Me}) - ?</math></p> <p><math>\text{Me} - ?</math></p>
--

Решение

$$M_{\text{э}} = M_{\text{эк}}(\text{Э}) \cdot V.$$

По закону эквивалентов

$$n_{\text{эк}}(\text{Me}) = n_{\text{эк}}(\text{H}_2),$$

$$\text{т.е. } \frac{m_{\text{Me}}}{M_{\text{эк}}(\text{Me})} = \frac{V_{\text{O}(\text{H}_2)}}{V_{M_{\text{эк}}(\text{H})}},$$

$$\text{откуда } M_{\text{эк}}(\text{Me}) = \frac{m_{\text{Me}} \cdot V_{M_{\text{эк}}(\text{H})}}{V_{\text{O}(\text{H}_2)}},$$

где  $V_{M_{\text{эк}}(\text{H})} = 11,2 \text{ л/моль}$ .

По объединенному уравнению газового состояния

$$\frac{P_{\text{H}_2} \cdot V_{\text{H}_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_{\text{O}(\text{H}_2)}}{T_0},$$

где  $T_0 = 273 \text{ К}$ ,  $P_0 = 760 \text{ мм рт. ст.}$

$$P_{\text{общ}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}; \quad P_{\text{H}_2} = P_{\text{общ}} - P_{\text{H}_2\text{O}};$$

$$\frac{(P_{\text{общ}} - P_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot V_{\text{H}_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_{\text{O}(\text{H}_2)}}{T_0}.$$

Определяем  $V_{\text{O}(\text{H}_2)}$ :

$$V_{\text{O}(\text{H}_2)} = \frac{(P_{\text{общ}} - P_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot V_{\text{H}_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0} = \frac{(730 - 23,76) \cdot 6,52 \cdot 273}{298 \cdot 760} = 5,55 \text{ л.}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = \frac{16,2 \cdot 11,2}{5,55} = 32,7 \text{ г/моль},$$

тогда  $M_{\text{Me}} = M_{\text{эк}}(\text{Me}) \cdot V = 32,7 \cdot 2 = 65,4 \text{ г/моль}$ , что соответствует молекулярной массе атома цинка.

Ответ: металл – Zn,  $M_{\text{эк}}(\text{Zn}) = 32,7 \text{ г/моль}$ .

**2. Определить объем оксида углерода (IV), выделившегося при взаимодействии карбоната двухвалентного металла с 2,5 г хлороводородной кислоты при  $T = 293 \text{ К}$  и давления 750 мм. рт. ст.**

При данной температуре давление насыщенных паров воды равно 17,54 мм. рт. ст. (CO<sub>2</sub> собран над водным раствором NaHCO<sub>3</sub>).

Дано:
$m_{\text{HCl}} = 2,5 \text{ г.}$
$P_{\text{общ}} = 750 \text{ мм.рт.ст.}$
$T = 293 \text{ К}$
$P_{\text{H}_2\text{O}} = 17,54 \text{ мм.рт.ст.}$
$V_{\text{Me}} = ?$

Решение



По закону эквивалентов

$$n_{\text{эк}}(\text{HCl}) = n_{\text{эк}}(\text{CO}_2)$$

$$\frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{эк}}(\text{HCl})} = \frac{V_{\text{о}}(\text{CO}_2)}{V_{M_{\text{эк}}(\text{CO}_2)}},$$

откуда 
$$V_{\text{о}}(\text{CO}_2) = \frac{m_{\text{HCl}} \cdot V_{M_{\text{эк}}(\text{CO}_2)}}{M_{\text{эк}}(\text{HCl})},$$

где  $V_{\text{о}}(\text{CO}_2)$  – объем выделившейся CO<sub>2</sub> при н.у.

$$M_{\text{эк}}(\text{HCl}) = \frac{M_{\text{HCl}}}{1} = 36,5 \text{ г/моль.}$$

$V_{M_{\text{эк}}(\text{CO}_2)}$  – объем молярной массы эквивалента CO<sub>2</sub>;

$V_{M_{\text{эк}}(\text{CO}_2)}$  определяем из соотношения

$M_{\text{CO}_2}$  (44 г) – занимает объем при н.у. – 22,4 л

$M_{\text{эк}}(\text{CO}_2)$  (11 г) –  $V_{M_{\text{эк}}(\text{CO}_2)}$ .

$$M_{\text{эк}}(\text{CO}_2) = M_{\text{эк}}(\text{C}) + M_{\text{эк}}(\text{O}) = \frac{12}{4} + 8 = 11 \text{ г/моль,}$$

тогда 
$$V_{M_{\text{эк}}(\text{CO}_2)} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{CO}_2) \cdot 22,4}{44} = \frac{11 \cdot 22,4}{44} = 5,6 \text{ л/моль,}$$

тогда 
$$V_{\text{о}}(\text{CO}_2) = \frac{2,5 \cdot 5,6}{36,5} = 0,38 \text{ л.}$$

Приводим полученный объем CO<sub>2</sub> к условиям задачи:

$$\frac{P_{\text{о}} V_{\text{о}}(\text{CO}_2)}{T_{\text{о}}} = \frac{P_{\text{CO}_2} V_{\text{CO}_2}}{T}, \text{ откуда } V_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{о}} V_{\text{о}}(\text{CO}_2) \cdot T}{P_{\text{CO}_2} T_{\text{о}}}.$$

$$P_{\text{CO}_2} = P_{\text{общ}} - P_{\text{H}_2\text{O}} = 750 - 17,54 = 732,46 \text{ мм рт. ст.}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{760 \cdot 0,38 \cdot 293}{732,46 \cdot 273} = 0,423 \text{ л. или } 423 \text{ см}^3.$$

Ответ:  $V_{\text{CO}_2} = 423 \text{ см}^3.$

**3. Написать уравнения реакций взаимодействия гидроксида железа (III) с хлороводородной кислотой с образованием:**

**а) хлорида дигидроксижелеза (III);**

**б) хлорида гидроксижелеза (III);**

**в) хлорида железа (III).**

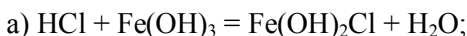
**В каждой реакции вычислить молярную массу эквивалента гидроксида железа (III) и для одной из реакций найти массу гидроксида железа (III), необходимую для взаимодействия с 3,65 г хлороводородной кислоты.**

Дано: $m_{\text{HCl}} = 3,65 \text{ г}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3$
$M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3] - ?$ $m_{\text{Fe}(\text{OH})_3} - ?$

Решение

$$M_{\text{эк}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{M_{(\text{Fe}(\text{OH})_3)}}{n_{\text{OH}^-}}, \text{ г/моль};$$

$n_{\text{OH}^-}$  – число гидроксогрупп, замещенных в каждой реакции на кислотный остаток.



$$n_{\text{эк}}(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{эк}}(\text{HCl})}, \quad M_{\text{эк}}(\text{HCl}) = \frac{M_{\text{HCl}}}{1} = 36,5 \text{ г/моль}.$$

$$n_{\text{эк}}(\text{HCl}) = \frac{3,65}{36,5} = 0,1 \text{ моль},$$

$$n_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = \frac{m_{\text{Fe}(\text{OH})_3}}{M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3]},$$

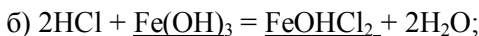
$$m_{\text{Fe}(\text{OH})_3} = n_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3] \cdot M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3].$$

$$M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = \frac{M_{\text{Fe}(\text{OH})_3}}{1} = \frac{107}{1} = 107 \text{ г/моль}.$$

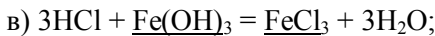
Определяем массу  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , необходимую для взаимодействия с 3,65 г  $\text{HCl}$ .

$$n_{\text{эк}}(\text{HCl}) = n_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3], \text{ т.е. } 0,1 = \frac{m_{\text{Fe}(\text{OH})_3}}{M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3]};$$

$$m_{\text{Fe}(\text{OH})_3} = 0,1 \cdot 107 = 10,7 \text{ г.}$$



$$M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = \frac{M_{\text{Fe}(\text{OH})_3}}{2} = \frac{107}{2} = 53,50 \text{ г/моль.}$$



$$M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = \frac{M_{\text{Fe}(\text{OH})_3}}{3} = \frac{107}{3} = 35,67 \text{ г/моль.}$$

Ответ: а)  $M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = 107 \text{ г/моль.}$

$$m_{\text{Fe}(\text{OH})_3} = 10,7 \text{ г.}$$

б)  $M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = 53,50 \text{ г/моль}$

в)  $M_{\text{эк}}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = 35,67 \text{ г/моль.}$

### 3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

#### УРОВЕНЬ А

1. Записать выражение массовой доли растворенного вещества. Указать единицу измерения.

Ответ:

$$\omega_{\text{в}} = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100, \%$$

2. Записать выражение молярной доли растворенного вещества.

Ответ:

$$\chi_{\text{в}} = \frac{n_{\text{в}}}{n_{\text{в}} + n_{\text{р-ля}}} = \frac{m_{\text{в}}/M_{\text{в}}}{m_{\text{в}}/M_{\text{в}} + m_{\text{р-ля}}/M_{\text{р-ля}}}$$



3. Записать выражение молярной концентрации вещества. Указать единицу измерения.

Ответ:

$$c_B = \frac{n_B}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_B}{M_B \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ МОЛЬ/Л.}$$

4. Записать выражение молярной концентрации эквивалентов вещества. Указать единицу измерения.

Ответ:

$$c_{\text{эк}}(B) = \frac{n_{\text{эк}}(B)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_B}{M_{\text{эк}}(B) \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ МОЛЬ/Л.}$$

5. Записать выражение моляльности вещества в растворе. Указать единицу измерения.

$$c_m(B) = \frac{n_B}{m_{\text{р-ля}}} = \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{\text{р-ля}}}, \text{ МОЛЬ/КГ.}$$

6. Записать выражение титра раствора вещества. Указать единицу измерения.

Ответ:

$$T_B = \frac{m_B}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ Г/СМ}^3.$$

## УРОВЕНЬ В

1. Сколько граммов хлорида железа (III) содержится в 500 см<sup>3</sup> 0,1 н раствора?

Дано: $c_{\text{эк}}(\text{FeCl}_3) = 0,1 \text{ моль/л (0,1 н)}$ $V_{\text{р-ра}} = 500 \text{ см}^3$ $m_{\text{FeCl}_3} - ?$
---

Решение  
Молярную концентрацию эквивалентов  $\text{FeCl}_3$  определяем по формуле

$$c_{\text{эк}}(\text{FeCl}_3) = \frac{m_{\text{FeCl}_3}}{M_{\text{эк}}(\text{FeCl}_3) \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л, .}$$

откуда  $m_{\text{FeCl}_3} = c_{\text{эк}}(\text{FeCl}_3) \cdot M_{\text{эк}}(\text{FeCl}_3) \cdot V_{\text{р-ра}}$ ,

$$M_{\text{эк}}(\text{FeCl}_3) = \frac{M_{\text{FeCl}_3}}{B \cdot n},$$

где  $M_{\text{эк}}(\text{FeCl}_3)$  – молярная масса эквивалента хлорида железа (III).

$M_{\text{FeCl}_3}$  – молярная масса хлорида железа (III), г/моль:

$$M_{\text{FeCl}_3} = 56 + 3 \cdot 35,5 = 162,5 \text{ г/моль,}$$

$B = 3$  – валентность железа,

$n = 1$  – число атомов железа в молекуле соли.

$$\text{Тогда } m_{\text{FeCl}_3} = 0,1 \cdot 54,17 \cdot 500 \cdot 10^{-3} = 2,708 \approx 2,71 \text{ г,}$$

$$\text{где } M_{\text{эк}}(\text{FeCl}_3) = \frac{162,5}{1 \cdot 3} = 54,17 \text{ г/моль;}$$

$10^{-3}$  – пересчет кубических сантиметров в литры.

Ответ:  $m_{\text{FeCl}_3} = 2,71 \text{ г.}$

**2. Сколько граммов хлорида магния потребуется для приготовления  $800 \text{ см}^3$  25 %-го раствора плотностью  $1,2 \text{ г/см}^3$ ?**

Дано:
$V_{\text{р-ра}} = 800 \text{ см}^3$
$\omega_{\text{MgCl}_2} = 25 \% \text{ мас.}$
$\rho_{\text{р-ра}} = 1,2 \text{ г/см}^3$
$m_{\text{MgCl}_2} = ?$

Решение

Массовая доля  $\text{MgCl}_2$  равна

$$\omega_{\text{MgCl}_2} = \frac{m_{\text{MgCl}_2}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \%,$$

$$\text{откуда } m_{\text{MgCl}_2} = \frac{\omega_{\text{MgCl}_2} \cdot m_{\text{р-ра}}}{100}.$$

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}} = 800 \cdot 1,2 = 960 \text{ г.}$$

Откуда

$$m_{\text{MgCl}_2} = \frac{25 \cdot 960}{100} = 240 \text{ г.}$$

Ответ:  $m_{\text{MgCl}_2} = 240 \text{ г.}$

**3. Определить молярную концентрацию вещества в растворе, содержащем 40 г сульфата меди (II) в 800 см<sup>3</sup> раствора.**

Дано: $V_{\text{р-ра}} = 800$ мл $m_{\text{CuSO}_4} = 40$ г
$c_{\text{CuSO}_4} - ?$

Решение  
 Молярную концентрацию  $\text{CuSO}_4$  определяем по формуле

$$c_{\text{CuSO}_4} = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuSO}_4} \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л,}$$

где  $M_{\text{CuSO}_4}$  – молярная масса сульфата меди (II), г/моль.

$$M_{\text{CuSO}_4} = 64 + 32 + 64 = 160 \text{ г/моль.}$$

Тогда

$$c_{\text{CuSO}_4} = \frac{40}{160 \cdot 800 \cdot 10^{-3}} = 0,31 \text{ моль/л,}$$

где  $10^{-3}$  – пересчет кубических сантиметров в литры.

Ответ:  $c_{\text{CuSO}_4} = 0,31$  моль/л.

**4. Определить моляльность вещества в растворе, если в 100 г раствора содержится 5,3 г карбоната натрия.**

Дано: $m_{\text{р-ра}} = 100$ г $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 5,3$ г
$c_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) - ?$

Решение  
 Моляльность  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в растворе определяем по формуле

$$c_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot 1000}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ моль/кг.}$$

Массу воды определяем из условия

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + m_{\text{H}_2\text{O}}.$$

Тогда

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 100 - 5,3 = 94,7 \text{ г.}$$

Следовательно,

$$c_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{5,3 \cdot 1000}{106 \cdot 94,7} = 0,53 \text{ моль/кг},$$

где 1000 – коэффициент пересчета граммов в килограммы.

Ответ:  $c_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,53$  моль/кг.

**5. Определить титр раствора вещества, если в 200 см<sup>3</sup> раствора содержится 0,1 моль гидроксида калия.**

Дано: $V_{\text{р-ра}} = 200 \text{ см}^3$ $n_{\text{KOH}} = 0,1 \text{ моль}$
$T_{\text{KOH}} - ?$

Решение  
Титр раствора вещества определяем по формуле

$$T_{\text{KOH}} = \frac{m_{\text{KOH}}}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ г/см}^3.$$

Согласно условию задачи  $n_{\text{KOH}} = \frac{m_{\text{KOH}}}{M_{\text{KOH}}} = 0,1$  моль,

откуда  $m_{\text{KOH}} = 0,1 \cdot M_{\text{KOH}} = 0,1 \cdot 56 = 5,6$  г,

где  $M_{\text{KOH}}$  – молярная масса гидроксида калия:

$$M_{\text{KOH}} = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ г/моль}.$$

Следовательно,  $T_{\text{KOH}} = \frac{5,6}{200} = 0,028 \text{ г/см}^3$ .

Ответ:  $T_{\text{KOH}} = 0,028 \text{ г/см}^3$ .

**6. Определить молярную долю растворенного вещества в 3,42 %-м растворе сахарозы (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>).**

Дано: $\omega_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 3,42 \%$
$x_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} - ?$

Решение  
Молярную долю сахарозы в растворе определяем по формуле

$$x_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = \frac{n_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}}{n_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} / M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}}{m_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} / M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} + m_{\text{H}_2\text{O}} / M_{\text{H}_2\text{O}}},$$

где  $m_{C_{12}H_{22}O_{11}}$  и  $m_{H_2O}$  – соответственно массы сахарозы и воды;

$M_{C_{12}H_{22}O_{11}}$  и  $M_{H_2O}$  – соответственно молярные массы сахарозы и воды (342 г/моль и 18 г/моль).

Массы сахарозы и воды определяем согласно условию задачи (3,42 %-й раствор сахарозы).

Следовательно, в 100 г раствора содержится 3,42 г  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ,

$$m_{H_2O} = 100 - 3,42 = 96,58 \text{ г.}$$

$$x_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{3,42/342}{3,42/342 + 96,58/18} = 0,00186.$$

Ответ:  $x_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 0,00186$ .

### УРОВЕНЬ С

**1. Плотность 6 %-го раствора ортофосфорной кислоты равна 1,031 г/см<sup>3</sup>. Рассчитать:**

- молярную концентрацию кислоты;
- молярную концентрацию эквивалентов кислоты;
- моляльность кислоты в растворе.

Дано: $\omega_{H_3PO_4} = 6 \%$ $\rho_{p-pa} = 1,031 \text{ г/см}^3$
$c_{H_3PO_4} - ?$ $c_{эк}(H_3PO_4) - ?$ $c_m(H_3PO_4) - ?$

Решение

а) Молярную концентрацию кислоты определяем по формуле

$$c_{H_3PO_4} = \frac{m_{H_3PO_4}}{M_{H_3PO_4} \cdot V_{p-pa}}, \text{ моль/л.}$$

Согласно условию задачи в 100 г раствора содержится 6 г  $H_3PO_4$ . Тогда 6 г  $H_3PO_4$  содержится в объеме раствора

$$V_{p-pa} = \frac{m_{p-pa}}{\rho_{p-pa}} = \frac{100}{1,031} = 97 \text{ см}^3.$$

Следовательно,

$$c_{\text{H}_3\text{PO}_3} = \frac{6}{98 \cdot 97 \cdot 10^{-3}} = 0,63 \text{ моль/л},$$

где  $10^{-3}$  – пересчет кубических сантиметров в, литры;

б) молярную концентрацию эквивалентов кислоты определяем по формуле

$$c_{\text{эк}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{M_{\text{эк}}(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л.}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,67 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Тогда } c_{\text{эк}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{6}{32,67 \cdot 97 \cdot 10^{-3}} = 1,89 \text{ моль/л};$$

в) моляльность кислоты в растворе определяем по формуле

$$c_m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4} \cdot 1000}{M_{\text{H}_3\text{PO}_4} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ моль/кг.}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 100 - 6 = 94 \text{ г.}$$

Тогда

$$c_m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{6 \cdot 1000}{98 \cdot 94} = 0,65 \text{ моль/кг},$$

где 1000 – коэффициент пересчета граммов в килограммы.

Ответ :  $c_{\text{H}_3\text{PO}_3} = 0,63$  моль/л;  $c_{\text{эк}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,89$  моль/л;

$c_m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,65$  моль/кг..

**2. Определить объем 16 %-го раствора карбоната калия плотностью 1,149 г/см<sup>3</sup>, необходимого для приготовления 3 л 0,2 н раствора данного вещества.**

Дано:
$\omega_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 16\%$
$\rho_{\text{р-ра}} = 1,149 \text{ г/см}^3$
$c_{\text{эк}}(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,2 \text{ моль/л}$
$V_{\text{р-ра}} = 3 \text{ л}$
$V_{\text{р-ра}(16\%)} - ?$

Решение

а) Молярную концентрацию эквивалента карбоната калия определяем по формуле:

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

Следовательно:

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

$$m_{\text{K}_2\text{CO}_3} = c_{\text{эк}}(\text{K}_2\text{CO}_3) \cdot \frac{M_{\text{K}_2\text{CO}_3}}{2 \cdot 1} \cdot V_{\text{р-ра}} = 0,2 \cdot \frac{138}{2} \cdot 3 = 41,4 \text{ г} .$$

Рассчитываем массу 16 %-го раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , который содержит 41,4 г  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .

Согласно условию задачи в 100 г 16 %-го раствора содержится 16 г  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Составляем пропорцию:

$$100 \text{ г р-ра} - 16 \text{ г } \text{K}_2\text{CO}_3$$

$$m_{\text{р-ра}(16\%)} - 41,4 \text{ г } \text{K}_2\text{CO}_3 .$$

$$m_{\text{р-ра}(16\%)} = \frac{100 \cdot 41,4}{16} = 258,75 \text{ г} .$$

$$V_{\text{р-ра}(16\%)} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{258,75}{1,149} = 225,2 \text{ см}^3 .$$

Ответ: для приготовления 3 л 0,2 н раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$  нужно взять 225,2 мл 16 %-го раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и разбавить его водой до 3 л.

**3. Найти массы воды и кристаллогидрата  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , необходимые для приготовления 1 л раствора, содержащего 8 % мас. безводной соли. Плотность 8 %-го раствора  $\text{CuSO}_4$  равна 1,084 г/см<sup>3</sup>.**

Дано:
$V_{\text{р-ра}} = 1 \text{ л}$
$\omega(\text{CuSO}_4) = 8 \%$
$\rho_{\text{р-ра}} = 1,084 \text{ г/см}^3$
$m_{\text{H}_2\text{O}} - ?$
$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} - ?$

### Решение

Массовую долю безводной соли ( $\text{CuSO}_4$ ) определяем по формуле

$$\omega(\text{CuSO}_4) = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100, \%$$

$$\text{откуда } m_{\text{CuSO}_4} = \frac{\omega_{\text{CuSO}_4} \cdot m_{\text{р-ра}}}{100}$$

Масса раствора равна

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}$$

$m_{\text{р-ра}} = 1 \cdot 10^3 \cdot 1,084 = 1084 \text{ г}$ , где  $10^3$  – коэффициент перевода литров в сантиметры кубические. Тогда масса  $\text{CuSO}_4$  в растворе составляет

$$m_{\text{CuSO}_4} = \frac{1084 \cdot 8}{100} = 86,7 \text{ г.}$$

Масса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , содержащая найденную массу безводной соли ( $m_{\text{CuSO}_4}$ ), может быть найдена по пропорции:

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} - M_{\text{CuSO}_4} \qquad 250 \text{ г/моль} - 160 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} - m_{\text{CuSO}_4} \qquad m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} - 86,7 \text{ г.}$$

Тогда

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{250 \cdot 86,7}{160} = 135,5 \text{ г.}$$

Зная массу раствора и кристаллогидрата, определяем массу воды:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 1084 - 135,5 = 948,5 \text{ г.}$$

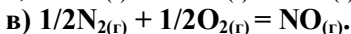
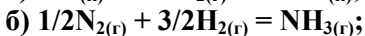
Ответ:  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 948,5 \text{ г}$ ,  $m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 135,5 \text{ г}$ .



## 4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

### УРОВЕНЬ А

1. Указать, какие из приведенных реакций являются эндотермическими:



Решение

Так как данные реакции являются реакциями образования 1 моль сложного вещества из простых веществ, то изменение энтальпии приведенных процессов есть стандартная энтальпия образования этих веществ. Для определения теплового эффекта (изменения энтальпии) реакции из таблицы выписываем значения стандартных энтальпий образования:  $\text{MnO}_{(к)}$ ,  $\text{NH}_{3(г)}$ ,  $\text{NO}_{(г)}$ :

$$\Delta_f H^\circ (298 \text{ K}, \text{MnO}_{(к)}) = -384,93 \text{ кДж/моль};$$

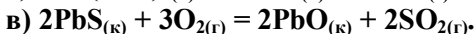
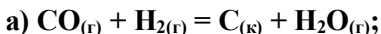
$$\Delta_f H^\circ (298 \text{ K}, \text{NH}_{3(г)}) = -46,2 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta_f H^\circ (298 \text{ K}, \text{NO}_{(г)}) = 90,3 \text{ кДж/моль}.$$

Реакции *а*, *б* имеют отрицательные значения изменения энтальпии, а реакция *в* – положительное значение изменения энтальпии. Эндотермическими являются те реакции, изменения энтальпии которых имеют положительные значения.

Ответ: в).

2. Без использования табличных данных определить, для каких из перечисленных реакций изменение энтропии имеет положительное значение:



Решение

Так как наибольшее значение стандартной энтропии имеют вещества, находящиеся в газообразном состоянии, то энтропия увеличивается,

если в ходе реакции возрастает число газовых моль (реакция б)). При протекании реакций а и в наблюдается уменьшение числа газовых моль системы. Следовательно, изменение энтропии данных реакций имеет отрицательное значение.

Ответ: б).

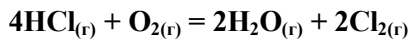
**3. Написать формулу для расчета стандартной энтальпии растворения вещества. Указать единицы измерения.**

Ответ:

$$\Delta_{\text{раств}}H^{\circ}(298\text{K}) = \frac{-Q_p \cdot M_B}{m_B \cdot 1000} = \frac{-[C_{(p-ра)} \cdot m_{p-ра} \cdot (t_{\text{кон}} - t_{\text{нач}})] \cdot M_B}{m_B \cdot 1000}, \text{ кДж/моль.}$$

## УРОВЕНЬ В

**1. Рассчитать изменение стандартных энтальпии и энтропии химической реакции**



Дано: Уравнения химической реакции
$\Delta_r H^{\circ}(298 \text{ K}) - ?$
$\Delta_r S^{\circ}(298 \text{ K}) - ?$

Решение  
Изменение стандартных энтальпии и энтропии химической реакции рассчитываем на основании первого следствия из закона Гесса:

$$\Delta_r H^{\circ}(298 \text{ K}) = [2\Delta_f H^{\circ}(298 \text{ K}, \text{H}_2\text{O}_{(г)}) + 2\Delta_f H^{\circ}(298 \text{ K}, \text{Cl}_{2(г)})] - [4\Delta_f H^{\circ}(298 \text{ K}, \text{HCl}_{(г)}) + \Delta_f H^{\circ}(298 \text{ K}, \text{O}_{2(г)})];$$

$$\Delta_r S^{\circ}(298 \text{ K}) = [2S^{\circ}(298 \text{ K}, \text{H}_2\text{O}_{(г)}) + 2S^{\circ}(298 \text{ K}, \text{Cl}_{2(г)})] - [4S^{\circ}(298 \text{ K}, \text{HCl}_{(г)}) + S^{\circ}(298 \text{ K}, \text{O}_{2(г)})],$$

где  $\Delta_r H^{\circ}(298 \text{ K}, \text{В})$  и  $S^{\circ}(298 \text{ K}, \text{В})$  – стандартные энтальпии образования и энтропии веществ, которые находим из таблицы:

	$4\text{HCl}_{(г)}$	$+ \text{O}_{2(г)}$	$= 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$+ 2\text{Cl}_{2(г)}$
$\Delta_r H^{\circ}(298\text{K})$ кДж/моль	4(-92,3)	0	2(-241,84)	0
$S^{\circ}(298 \text{ K}),$ Дж/(мольК)	4(186,8)	205	2(188,7)	2(222,9),

тогда:

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = 2(-241,84) - 4(-92,3) = -114,48 \text{ кДж};$$

$$\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = (2 \cdot 188,7 + 2 \cdot 222,9) - (4 \cdot 186,8 + 205) = -129 \text{ Дж/К}.$$

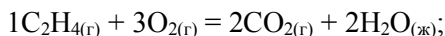
Ответ:  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = -114,48 \text{ кДж}$ ,  $\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = -129 \text{ Дж/К}$ .

**2. Стандартная энтальпия сгорания этилена ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) равна  $-1410,8 \text{ кДж/моль}$ . Написать термохимическое уравнение сгорания этилена и вычислить стандартную энтальпию его образования.**

Дано:
$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_{4(\text{r})}) =$ $= -1410,8 \text{ кДж/моль}$
$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_{4(\text{r})}) - ?$

Решение

Составляем реакцию сгорания 1 моль этилена:



$$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}) = -1410,8 \text{ кДж/моль}.$$

Стандартной энтальпией сгорания вещества называется тепловой эффект реакции полного сгорания 1 моль органического вещества до  $\text{CO}_{2(\text{r})}$  и  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$  при стандартных условиях.

Следовательно, для данной реакции

$$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}) = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = -1410,8 \text{ кДж}.$$

Для определения  $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_{4(\text{r})})$  используем первое следствие из закона Гесса для этой же реакции:

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = 2\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{CO}_{2(\text{r})}) + 2\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) - \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_{4(\text{r})}) - 3\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{O}_{2(\text{r})}).$$

Откуда

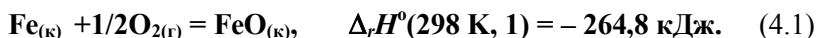
$$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_{4(\text{r})}) = 2\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{CO}_{2(\text{r})}) + 2\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) - \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - 3\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{O}_{2(\text{r})}).$$

Значения стандартных энтальпий образования ( $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$  и  $\text{CO}_{2(\text{г})}$ ) берем из таблицы:

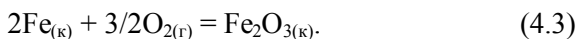
$$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})}) = 2(-393,5) + 2(-285,8) - (-1410,8) = 52,2 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ:  $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})}) = 52,2 \text{ кДж/моль.}$

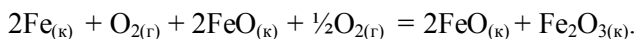
**3. По заданным термохимическим уравнениям рассчитать стандартную энтальпию образования  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}$  из простых веществ:**



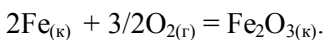
<p>Дано: Термохимические уравнения двух реакций</p>	<p>Решение</p> <p>Стандартная энтальпия образования вещества есть тепловой эффект реакции образования 1 моль <math>\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}</math> из простых веществ при стандартных условиях. Запишем термохимическое уравнение реакции образования <math>\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})}</math> из простых веществ <math>\text{Fe}_{(\text{к})}</math> и <math>\text{O}_{2(\text{г})}</math>:</p>
<p><math>\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})</math> искомой реакции</p>	



Из двух реакций (4.1) и (4.2) необходимо получить реакцию (4.3). Для этого складываем термохимические уравнения (4.1) и (4.2), предварительно умножив на 2 стехиометрические коэффициенты реакции (4.1) и разделив на 2 стехиометрические коэффициенты реакции (4.2):



После сокращения получаем уравнение реакции (4.3):



Для определения изменения стандартной энтальпии реакции (4.3) аналогичные математические действия осуществляем с тепловыми эффектами приведенных реакций (4.1) и (4.2):

$$\begin{aligned}\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}, 3) &= 2\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}, 1) + \frac{1}{2}\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}, 2) = \\ &= 2(-264,8) + \frac{1}{2}(-585,2) = -822,2 \text{ кДж}.\end{aligned}$$

Так как реакция (4.3) соответствует образованию 1 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  из простых веществ, то

$$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{Fe}_2\text{O}_3) = -822,2 \text{ кДж/моль}.$$

$$\text{Ответ: } \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{Fe}_2\text{O}_3) = -822,2 \text{ кДж/моль}.$$

## УРОВЕНЬ С

**1. Вычислить стандартную энтальпию растворения NaOH в воде, если при растворении 10 г NaOH в 250 мл воды температура раствора повысилась от 20 до 29,7 °С. Удельная теплоемкость раствора 3,99 Дж/(г·К).**

Дано:

$$m_{\text{NaOH}} = 10 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 250 \text{ г}$$

$$t_{\text{нач}} = 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_{\text{кон}} = 29,7 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$C_{p(\text{р-ра})} = 3,99 \text{ Дж/(г} \cdot \text{К)}$$

$$\Delta_{\text{раств.}} H^\circ(298 \text{ K}, \text{NaOH}) = ?$$

Решение

Стандартную энтальпию растворения рассчитываем по уравнению

$$\begin{aligned}\Delta_{\text{раств.}} H^\circ(298 \text{ K}, \text{NaOH}) &= \\ &= \frac{-Q_p \cdot M_{\text{NaOH}}}{m_{\text{NaOH}} \cdot 1000}, \text{ кДж/моль}\end{aligned}$$

где  $M_{\text{NaOH}}$  – молярная масса NaOH, г/моль;

$$Q_p = m_{\text{р-ра}} \cdot C_{p(\text{р-ра})} \cdot (t_{\text{кон}} - t_{\text{нач}}) \text{ – количество выделившейся теплоты при растворении NaOH, Дж;}$$

число выделившейся теплоты при растворении NaOH, Дж;

$m_{\text{р-ра}}$  – масса раствора, г;

$C_{p(\text{р-ра})}$  – теплоемкость раствора, кДж/(г·К);

1000 – пересчет джоулей в килоджоули.

Для рассматриваемой задачи  $t_{\text{кон}} - t_{\text{нач}} = 29,7 - 20 = +9,7^\circ$ . При этом знак «+» указывает на повышение температуры при растворении, а знак «−» – на понижение температуры.

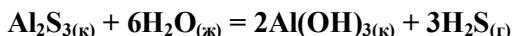
$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{NaOH}} + m_{\text{H}_2\text{O}} = 10 + 250 = 260 \text{ г.}$$

Тогда  $Q_{\text{р}} = (10 + 250) \cdot 3,99 \cdot 9,7 = 10062,8 \text{ Дж}$ ,

$$\Delta_{\text{раств}} H^\circ(298 \text{ К, NaOH}) = \frac{-10062,8 \cdot 40}{10 \cdot 1000} = -40,25 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ:  $\Delta_{\text{раств}} H^\circ(298 \text{ К, NaOH}) = -40,25 \text{ кДж/моль.}$

**2. Используя справочные данные по  $\Delta_f H^\circ(298 \text{ К, В})$  и  $S^\circ(298 \text{ К, В})$ , вычислить изменение энергии Гиббса реакции и сделать вывод о возможности протекания реакции**



**при температуре 300 К.**

Дано:
Уравнения реакции
$\Delta_r G^\circ(300 \text{ К}) - ?$

Решение

Возможность самопроизвольного протекания реакции при 300 К, определяется знаком величины изменения энергии Гиббса для данной реакции:  
если  $\Delta_r G^\circ(300 \text{ К}) < 0$ , самопроизвольное протекание реакции при заданных условиях возможно;

если  $\Delta_r G^\circ(300 \text{ К}) > 0$ , то при заданной температуре реакция невозможна.

Значение  $\Delta_r G^\circ(300 \text{ К})$  рассчитываем по формуле

$$\Delta_r G^\circ(300 \text{ К}) = \Delta_r H^\circ(298 \text{ К}) \cdot 10^3 - T \Delta_r S^\circ(298 \text{ К}),$$

где  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ К})$  – изменение стандартной энтальпии реакции, кДж;

$\Delta_r S^\circ(298 \text{ К})$  – изменение стандартной энтропии реакции, Дж/К;

$10^3$  – пересчет кДж в Дж.

Значение  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ К})$  и  $\Delta_r S^\circ(298 \text{ К})$  определяем согласно первому следствию из закона Гесса:

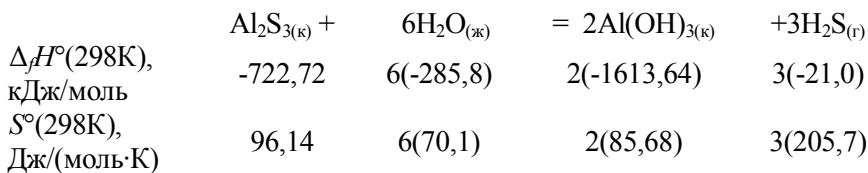
$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ К}) = [2\Delta_f H^\circ(298 \text{ К, Al}(\text{OH})_{3(\text{к})}) + 3\Delta_f H^\circ(298 \text{ К, H}_2\text{S}_{(\text{г})})] -$$

$$- [\Delta_r H^\circ(298 \text{ К, Al}_2\text{S}_{3(\text{к})}) + 6\Delta_f H^\circ(298 \text{ К, H}_2\text{O}_{(\text{ж})})];$$

$$\Delta_r S^\circ(298 \text{ К}) = [2S^\circ(298 \text{ К, Al}(\text{OH})_{3(\text{к})}) + 3S^\circ(298 \text{ К, H}_2\text{S}_{(\text{г})})] -$$

$$- [S^\circ(298 \text{ К, Al}_2\text{S}_{3(\text{к})}) + 6S^\circ(298 \text{ К, H}_2\text{O}_{(\text{ж})})];$$

где  $\Delta_f H^\circ(298 \text{ К, В})$  и  $S^\circ(298 \text{ К, В})$  – стандартные энтальпии образования и энтропии веществ, значения которых находим из таблицы.



$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = [2(-1613,64) + 3(-21,0)] - [(-722,72) + 6(-285,8)] = -852,76 \text{ кДж}$$

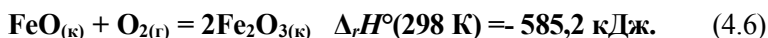
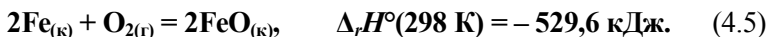
$$S^\circ(298 \text{ K}) = [2 \cdot 85,68 + 3 \cdot 205,7] - [96,14 + 6 \cdot 70,1] = 271,72 \text{ Дж/К}$$

тогда

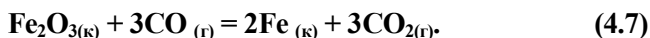
$$\Delta_r G^\circ(360 \text{ K}) = -852,78 \cdot 10^3 - 300 \cdot 271,72 = -771264 \text{ Дж} = -771,3 \text{ кДж}$$

Так как  $\Delta_r G^\circ(300 \text{ K}) < 0$ , то самопроизвольное протекание реакции возможно.

**3. Известны изменения стандартных энтальпий следующих реакций:**



**Вычислить изменение стандартной энтальпии реакции**



Дано:

Термохимическое уравнение трех реакций

$\Delta_r H^\circ(360 \text{ K})$  заданной реакции – ?

Решение

Комбинируя уравнения (4.4), (4.5) и (4.6), необходимо получить искомое уравнение.

Для этого следует:

1. Определить искомое и заданные уравнения.

Искомое уравнение (4.7), а заданные – (4.4), (4.5) и (4.6).

2. Искомое уравнение получим путем сложения предварительного подготовленных заданных уравнений.

3. Предварительная подготовка заданных уравнений заключается:

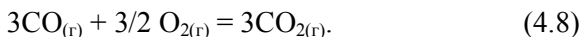
а) в условном исключении из заданных уравнений тех из участников реакции, которые отсутствуют в искомом уравнении;

б) умножении заданных уравнений и их тепловых эффектов на числа, которые позволяют получить коэффициенты, стоящие перед теми же веществами в искомой реакции;

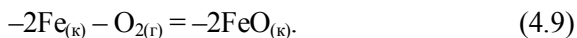
в) умножении заданных реакций и тепловых эффектов на (-1) в случае, если для получения искомого уравнения необходимо перевести вещества заданной реакции вправо или влево от знака равенства.

4. Складываем левые и правые части предварительно подготовленных заданных уравнений и их тепловые эффекты.

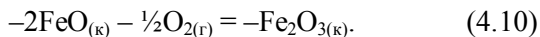
Для решения задачи в первом термохимическом уравнении приводим в соответствие коэффициенты, необходимые для получения искомого уравнения. Для этого уравнение (4.4) умножаем на 3/2, получаем:



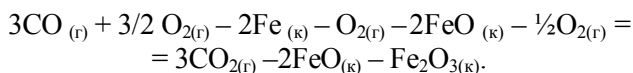
Второе заданное уравнение умножаем на -1, т.к. в искомом уравнении  $2\text{Fe}_{(к)}$  стоят в правой части уравнения, а в заданном – в левой части уравнения, в результате получаем



Третье заданное уравнение умножаем на (-1/2), т.к. в искомом уравнении имеем 1 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)}$ , который находится в левой части уравнения, а в заданном 2 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  находится в правой части уравнения, в результате получаем:

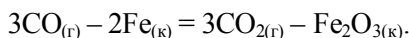


Складываем левые и правые части уравнений (4.8), (4.9), (4.10):

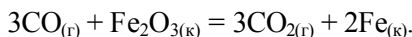




После сокращения имеем:



Перенесем значения со знаком «минус» из левой части в правую, а из правой – в левую часть уравнения:



Значение изменения стандартной энтальпии реакции вычислим путем сложения изменений стандартных энтальпий (4.8), (4.9), (4.10) реакций, умноженных на те же коэффициенты:

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) &= (-566) \cdot 3/2 + (-529,6) \times \\ &\times (-1) + (-585,2) \cdot (-1/2) = -26,8 \text{ кДж} \end{aligned}$$

Ответ:  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = -26,8 \text{ кДж}$ .

## 5. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

### УРОВЕНЬ А

**1. Написать формулу связи  $K_p$  с термодинамическими функциями.**

Ответ:  $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = -2,3 RT \lg K_p$ .

**2. Написать формулу зависимости скорости реакции от температуры и  $E_{\text{акт}}$ .**

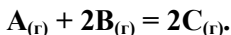
$$\text{Ответ: } \lg \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \lg \frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} = \frac{E_{\text{акт}}}{2,3R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$

**3. Написать формулу зависимости скорости реакции от присутствия в системе катализатора.**

$$\text{Ответ: } \lg \frac{V_{\text{кат}}}{V} = \lg \frac{K_{\text{кат}}}{K} = \frac{E_{\text{акт}} - E_{\text{акт(кат)}}}{2,3RT}.$$

## УРОВЕНЬ В

### 1. Реакция между веществами А и В описывается уравнением



Константа скорости этой реакции равна 0,1. Начальные концентрации реагирующих веществ  $c_{o(A)} = 0,4$  моль/л,  $c_{o(B)} = 0,8$  моль/л. Вычислить начальную скорость реакции и определить во сколько раз она изменится, если концентрация вещества А уменьшится на 0,1 моль/л.

Дано: Уравнение реакции, $K = 0,1$ $c_{o(A)} = 0,4$ моль/л $c_{o(B)} = 0,8$ моль/л $c_{o(A)}$ уменьшается на 0,1 моль/л
---

$V_{нач} - ?$ $\frac{V_{нач}}{V_{кон}} = ?$
---

### Решение

В простейших одностадийных реакциях скорость пропорциональна концентрациям реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

$$\begin{aligned} V_{нач} &= K \cdot c_{o(A)} \cdot c_{o(B)}^2 = \\ &= 0,1 \cdot 0,4 \cdot 0,8^2 = 0,0256 \text{ моль/(л·с)}. \end{aligned}$$

Исходные вещества реагируют между собой согласно стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

1 моль А – 2 моль В

0,1 моль А –  $x$  моль В

$$x = \frac{0,1 \cdot 2}{1} = 0,2 \text{ моль.}$$

Следовательно, уменьшение концентрации вещества А на 0,1 моль/л сопровождается уменьшением концентрации вещества В на 0,2 моль/л, тогда:

$$\begin{aligned} V_{кон} &= K \cdot c_A \cdot c_B^2. \\ V_{кон} &= 0,1(0,4 - 0,1)(0,8 - 0,2)^2 = 0,0108 \text{ моль/(л·с)}. \end{aligned}$$

В связи с уменьшением концентрации реагирующих веществ в ходе реакции скорость реакции уменьшается:

$$\frac{V_{\text{нач}}}{V_{\text{кон}}} = \frac{0,0256}{0,0108} = 2,37,$$

т.е. скорость реакции уменьшилась в 2,37 раза.

Ответ:  $V_{\text{нач}} = 0,0256$  моль/(л·с).

При уменьшении концентрации вещества А на 0,1 моль/л, скорость реакции уменьшилась в 2,37 раза.

**2. Энергия активации некоторой реакции равна 60 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции: а) при повышении температуры от 320 до 360 К? б) если она протекает при 298 К в присутствии катализатора ( $E_{\text{ак(кат)}} = 48$  кДж/моль)?**

Дано:

$$E_{\text{ак}} = 60 \text{ кДж/моль}$$

$$\text{а) } T_1 = 320 \text{ К,}$$

$$T_2 = 360 \text{ К}$$

$$\text{б) } T = 298 \text{ К,}$$

$$E_{\text{ак(кат)}} = 48 \text{ кДж/моль}$$

$$\text{а) } \frac{V_{360}}{V_{320}} - ?$$

$$\text{б) } \frac{V_{\text{кат}}}{V} - ?$$

Решение

а) Из уравнения Аррениуса получаем

$$\lg \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \frac{E_{\text{ак}}}{2,303 \cdot R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right);$$

$$\lg \frac{V_{360}}{V_{320}} = \frac{60 \cdot 10^3}{2,303 \cdot 8,314} \cdot \left( \frac{1}{320} - \frac{1}{360} \right) = 1,09,$$

где  $10^3$  – коэффициент пересчета килоджоулей в джоули, тогда

$$\frac{V_{360}}{V_{320}} = 10^{1,09} = 12,3 \text{ раза.}$$

б) Зависимость скорости реакции от наличия катализатора выражается уравнением

$$\lg \frac{V_{\text{кат}}}{V} = \frac{E_{\text{ак}} - E_{\text{ак(кат)}}}{2,303 \cdot R \cdot T} = \frac{(60 - 48) \cdot 10^3}{2,303 \cdot 8,314 \cdot 298} = 2,103,$$

откуда  $\frac{V_{\text{кат}}}{V} = 10^{2,103} = 127$ .

Ответ:

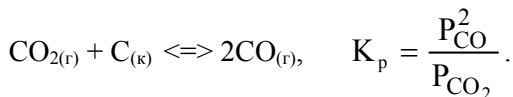
а) при повышении температуры от 320 до 360 К скорость реакции возрастает в 12,3 раза;

б) в присутствии катализатора скорость реакции возрастает в 127 раз.

**3. Используя справочные данные по  $\Delta_f H^\circ(298 \text{ К})$  и  $S^\circ(298 \text{ К})$  веществ, определить температуру, при которой константа равновесия реакции  $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{к})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$  равна единице. Записать выражение для константы равновесия данной реакции.**

Дано:
Уравнение реакции,
$K_p = 1$
$T = ?$

Решение



Твердые вещества в выражение  $K_p$  не включаются.

Значения  $\Delta_f H^\circ(298 \text{ К})$  и  $S^\circ(298 \text{ К})$  веществ берем из таблицы.

	$\text{CO}_{2(\text{г})}$	+	$\text{C}_{(\text{к})}$	=	$2\text{CO}_{(\text{г})}$
$\Delta_f H^\circ(298 \text{ К}), \text{ кДж/моль}$	-393,5		0		$2 \cdot (-110,5)$
$S^\circ(298 \text{ К}), \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$	213,7		5,7		$2 \cdot (197,5)$

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ К}) - T\Delta_r S^\circ(298 \text{ К}) = -2,303RT \lg K_p.$$

По условию  $K_p = 1$ , следовательно,  $\lg K_p = 0$ , тогда

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ К}) - T\Delta_r S^\circ(298 \text{ К}) = 0,$$

$$T = \frac{\Delta_r H^\circ(298 \text{ К}) \cdot 10^3}{\Delta_r S^\circ(298 \text{ К})},$$

где  $10^3$  – коэффициент пересчета килоджоулей в джоули.

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ К}) = 2\Delta_f H^\circ(298 \text{ К}, \text{CO}_{(\text{г})}) - [\Delta_f H^\circ(298 \text{ К}, \text{CO}_{2(\text{г})}) + \Delta_f H^\circ(298 \text{ К}, \text{C}_{(\text{к})})]$$

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ К}) = 2(-110,5) - [(-393,5) + 0] = 172,5 \text{ кДж}.$$

$$\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = 2 S^\circ(298 \text{ K}, \text{CO}_{(r)}) - [S^\circ(298 \text{ K}, \text{CO}_{2(r)}) + S^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_{(k)})] =$$

$$= 2 \cdot 197,5 - (213,7 + 5,74) = 175,56 \text{ Дж/К.}$$

$$T = \frac{172,5 \cdot 10^3}{175,56} = 982,6 \text{ К.}$$

Ответ:  $K_p = 1$  при 982,6 К.

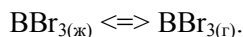
### УРОВЕНЬ С

**1. Определить значения  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})$  и  $\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})$  процесса испарения бромида бора, если при температурах (-10 °С) и (+91 °С) давления насыщенных паров соответственно равны 10 и 760 мм рт.ст.**

<p>Дано:</p> <p><math>P_{\text{BBr}_3} = 10 \text{ мм рт.ст.}</math>  при <math>t = -10 \text{ °С}</math>  <math>P_{\text{BBr}_3} = 760 \text{ мм рт.ст.}</math>  при <math>t = 91 \text{ °С}</math></p>
<p><math>\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - ?</math>  <math>\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) - ?</math></p>

Решение

Для процесса испарения бромида бора



Константа равновесия  $K_p$  равна отношению давлению пара (атм.), – безразмерная величина:

$$K_p = \frac{P_{\text{BBr}_3}}{760}.$$

Константа равновесия связана с термодинамическими характеристиками следующим соотношением:

$$-19,15 \cdot T \cdot \lg K_p = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}).$$

Зная константы равновесия при двух абсолютных температурах, составляем систему уравнений:

$$-19,15 \cdot 263 \cdot \lg \frac{10}{760} = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - 263 \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}).$$

$$-19,15 \cdot 364 \cdot \lg \frac{760}{760} = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - 364 \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}).$$

Вычисляем левые части обоих уравнений:

$$9467,68 = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - 263 \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}).$$

$$0 = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - 364 \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}).$$

Из 2-го уравнения выражаем  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = 364 \Delta_r S^\circ(298 \text{ K})$  и подставляем в 1-ое уравнение

$$9467,68 = 364 \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) - 263 \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}).$$

Откуда  $\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = 93,74 \text{ Дж/К}$ .

Полученное значение  $\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})$  подставляем в уравнение

$$0 = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - 364(93,74).$$

Откуда  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = 34,12 \text{ кДж}$ .

Ответ:  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = 34,12 \text{ кДж}$ .

$\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = 93,74 \text{ Дж/К}$ .

**2. На основании принципа Ле Шателье определить, в каком направлении сместится равновесие в следующей системе:**



**при: а) понижении температуры; б) повышении концентрации  $\text{SO}_3$ ; в) повышении давления.**

**Записать выражения константы равновесия реакции.**

Дано:

Уравнение реакции

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = -284,2 \text{ кДж}$$

Определить направление смещения равновесия

при изменении  $T, P, C_{\text{SO}_3}$

Решение

Выражение константы равновесия реакции может быть приведено в зависимости от парциальных давлений газообразных участников реакции или от их равновесных концентраций.

$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}}, \quad K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}.$$

а) Смещение равновесия реакции при изменении температуры зависит от знака изменения стандартной энтальпии реакции  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})$ .

Так как  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) < 0$ , то приведенная реакция экзотермическая. При понижении температуры равновесие сместится в сторону прямой реакции. ( $\rightarrow$ ), идущей с выделением теплоты. Протекание прямой реакции, согласно принципу Ле Шателье, ослабит эффект понижения температуры.

К аналогичному выводу приходим из выражения зависимости константы равновесия от термодинамических данных реакции.

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

Так как  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) < 0$ , то значение  $K_p$  будет равно 10 в дробной положительной степени. Дробное слагаемое  $\frac{\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})}{2,3R}$  от температуры не зависит. Тогда при отрицательном значении  $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})$

дробное слагаемое  $-\frac{\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})}{2,3RT}$  будет иметь знак «+» и при понижении температуры будет возрастать, т.е. суммарное значение показателя степени и значение  $K_p$  будут возрастать. А это означает, что количество продукта реакции ( $\text{SO}_3$ ) должно возрасти, что возможно при смещении равновесия вправо ( $\rightarrow$ ).

б) Константа равновесия  $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$  остается величиной

постоянной при любом изменении концентрации участников реакции. Поэтому при повышении концентрации  $\text{SO}_3$  (числитель) при неизменном значении  $K_c$  должны возрасти концентрации исходных веществ (знаменатель), а это возможно при протекании обратной реакции, т.е. в этом случае равновесие сместится влево ( $\leftarrow$ ).

в) В соответствии с принципом Ле Шателье увеличение давления смещает равновесие в сторону той реакции (прямой или обратной),

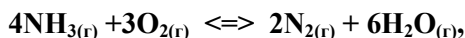
которая сопровождается уменьшением суммарного числа молей газообразных веществ (уменьшением давления).

$$\sum_{\text{исх.в-в}}^{\text{газ.моль}} = 2 \text{ моль } \text{SO}_{2(\text{г})} + 1 \text{ моль } \text{O}_{2(\text{г})} = 3 \text{ моль (газ)}.$$

$$\sum_{\text{прод.р-ции}}^{\text{газ.моль}} = 2 \text{ моль } \text{SO}_{3(\text{газ})}.$$

Следовательно, при повышении давления равновесие системы смещается вправо ( $\rightarrow$ ).

### 3. Вычислить константу равновесия для гомогенной системы



если исходные концентрации  $\text{NH}_{3(\text{г})}$  и  $\text{O}_{2(\text{г})}$  соответственно равны 6,0 и 5,0 моль/л, а равновесная концентрация  $\text{N}_{2(\text{г})}$  равна 1,8 моль/л.

Дано: Уравнение реакции, $c_{\text{O}(\text{NH}_3)} = 6,0$ моль/л $c_{\text{O}(\text{O}_2)} = 5,0$ моль/л $[\text{N}_2] = 1,8$ моль/л
$K_c - ?$

Решение

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^6 [\text{N}_2]^2}{[\text{NH}_3]^4 [\text{O}_2]^3}$$

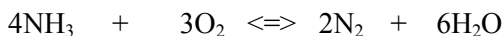
Расчет количеств прореагировавших и образовавшихся при установлении равновесия веществ производится по уравнению реакции.

Равновесная концентрация исходных веществ равна разности исходной концентрации и концентрации прореагировавших исходных веществ. Равновесная концентрация продуктов реакции равна количеству образовавшихся продуктов реакции.

Обозначим через  $x$  количество молей прореагировавших или образовавшихся веществ. Тогда с учетом коэффициентов в уравнении реакции отношения концентраций во второй строке под уравнением реакции равны  $c_{\text{NH}_3} : c_{\text{O}_2} : c_{\text{N}_2} : c_{\text{H}_2\text{O}} = 4 : 3 : 2 : 6$ .

Последовательность расчетов равновесных концентраций веществ, участвующих в реакции, показана ниже





Исходная концентрация веществ, моль/л,	6,0	5,0	0	0
Прореагировало исходных и образовалось конечных веществ, моль/л	4x	3x	2x	6x
Равновесная концентрация веществ, моль/л	6,0-4x	5,0-3x	2x	6x

По условию задачи равновесная концентрация  $\text{N}_2$  равна 1,8 моль/л. В то же время  $[\text{N}_2] = 2x$ . Следовательно,  $2x = 1,8$ , а  $x = 0,9$ . Тогда равновесные концентрации веществ равны, моль/л:

$$[\text{NH}_3] = 6,0 - 4 \cdot 0,9 = 2,4 \text{ моль/л};$$

$$[\text{O}_2] = 5,0 - 3 \cdot 0,9 = 2,3 \text{ моль/л};$$

$$[\text{N}_2] = 1,8 \text{ моль/л}.$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 6,0 \cdot 0,9 = 5,4 \text{ моль/л};$$

$$K_c = \frac{1,8^6 \cdot 5,4^2}{2,4^4 \cdot 2,3^3} = 198,95.$$

Ответ:  $K_c = 198,95$ .

## 6. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

### УРОВЕНЬ А

1. Написать формулы закона Рауля для водных растворов неэлектролитов и электролитов (давление насыщенного пара).

Ответ:

$$P_{(\text{неэл})} = p_o \cdot \chi_{\text{H}_2\text{O}} = p_o \cdot \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{B}}} = p_o \cdot \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} + \frac{m_{\text{B}}}{M_{\text{B}}}}, \text{ кПа}$$

$$P_{(\text{эл})} = p_0 \cdot \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + in_{\text{B}}} = p_0 \cdot \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} + i \frac{m_{\text{B}}}{M_{\text{B}}}}, \text{ кПа.}$$

**2. Написать формулы закона Рауля для водных растворов неэлектролитов и электролитов: а) изменения температур кипения растворов; б) изменения температур замерзания растворов.**

Ответ:

$$\text{а) } \Delta t_{\text{кип(неэл)}} = \mathfrak{E}_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_m(\text{B}) = \mathfrak{E}_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{m_{\text{B}} \cdot 1000}{M_{\text{B}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}};$$

$$\Delta t_{\text{кип(эл)}} = i \cdot \mathfrak{E}_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_m(\text{B}) = i \mathfrak{E}_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{m_{\text{B}} \cdot 1000}{M_{\text{B}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}};$$

$$\text{б) } \Delta t_{\text{зам(неэл)}} = \mathfrak{K}_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_m(\text{B}) = \mathfrak{K}_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{m_{\text{B}} \cdot 1000}{M_{\text{B}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}};$$

$$\Delta t_{\text{зам(эл)}} = i \cdot \mathfrak{K}_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_m(\text{B}) = i \mathfrak{K}_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{m_{\text{B}} \cdot 1000}{M_{\text{B}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}}$$

**3. Написать формулы закона Вант-Гоффа для водных растворов неэлектролитов и электролитов.**

Ответ:

$$\pi_{(\text{неэл})} = c_{\text{B}} \cdot RT = \frac{m_{\text{B}}}{M_{\text{B}} \cdot V_{\text{р-ра}}} \cdot RT, \text{ кПа;}$$

$$\pi_{(\text{эл})} = i c_{\text{B}} \cdot RT = i \frac{m_{\text{B}}}{M_{\text{B}} \cdot V_{\text{р-ра}}} \cdot RT, \text{ кПа.}$$

## УРОВЕНЬ В

**1. Вычислить температуры кипения и замерзания водного раствора, содержащего 0,1 моль сахарозы ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) в 500 г раствора.**

$$\Theta_T^{H_2O} = 0,52 \text{ кг}\cdot\text{К/моль}, \quad K_T^{H_2O} = 1,86 \text{ кг}\cdot\text{К/моль}.$$

Дано:	Решение
$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 0,1 \text{ моль}$	$t_{\text{кип р-ра}} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + \Delta t_{\text{кип}},$
$m_{\text{р-ра}} = 500 \text{ г}$	$t_{\text{зам р-ра}} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - \Delta t_{\text{зам}},$
$\Theta_T^{H_2O} = 0,52 \text{ кг}\cdot\text{К/моль}$	$\Delta t_{\text{кип}} = \Theta_T^{H_2O} \cdot c_m (C_{12}H_{22}O_{11}),$
$K_T^{H_2O} = 1,86$	$\Delta t_{\text{зам}} = K_T^{H_2O} \cdot c_m (C_{12}H_{22}O_{11}),$
$t_{\text{кип р-ра}} - ?$	$c_m (C_{12}H_{22}O_{11})$ – моляльность сахарозы в растворе, моль/кг.
$t_{\text{зам р-ра}} - ?$	

$$c_m (C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{n_{C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot 1000}{m_{H_2O}},$$

где  $n_{C_{12}H_{22}O_{11}}$  – количество растворенной сахарозы, моль.

$$m_{H_2O} = m_{\text{р-ра}} - m_{C_{12}H_{22}O_{11}}, \text{ г};$$

$$c_m (C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{0,1 \cdot 1000}{500 - 0,1 \cdot M_{C_{12}H_{22}O_{11}}} = \frac{0,1 \cdot 1000}{500 - 0,1 \cdot 342} = 0,21 \text{ моль/кг},$$

где  $M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342 \text{ г/моль}$

$$\Delta t_{\text{кип}} = 0,52 \cdot 0,21 = 0,109 \text{ }^\circ\text{C};$$

$$t_{\text{кип р-ра}} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,109 \text{ }^\circ\text{C} = 100,109 \text{ }^\circ\text{C};$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = 1,86 \cdot 0,21 = 0,391 \text{ }^\circ\text{C};$$

$$t_{\text{зам р-ра}} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 0,391 \text{ }^\circ\text{C} = -0,391 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Ответ:  $t_{\text{кип р-ра}} = 100,109 \text{ }^\circ\text{C};$

$t_{\text{зам р-ра}} = -0,391 \text{ }^\circ\text{C}.$

2. В 100 г воды содержится 2,3 г неэлектролита. Раствор обладает при 25 °С осмотическим давлением, равным 618,5 кПа. Определить молярную массу неэлектролита. Плотность раствора принять равной 1 г/см<sup>3</sup>.

Дано:
$m_B = 2,3 \text{ г}$
$t = 25^\circ\text{C}$
$m_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ г}$
$\pi = 618,5 \text{ кПа}$
$\rho_{\text{р-ра}} = 1 \text{ г/см}^3$
$M_B = ?$

Решение

$$\pi = c_B \cdot R \cdot T, \text{ кПа.}$$

$$R = 8,314 \text{ л}\cdot\text{кПа}/(\text{моль}\cdot\text{К}).$$

$c_B$  – молярная концентрация вещества, моль/л.

$$V_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра}}/\rho_{\text{р-ра}} = (m_B + m_{\text{H}_2\text{O}})/\rho_{\text{р-ра}}, \text{ см}^3.$$

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{100 + 2,3}{1} = 102,3 \text{ см}^3 = 0,102 \text{ л.}$$

$$c_B = \frac{m_B}{M_B \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л,}$$

где  $m_B$  – масса растворенного неэлектролита, г;

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

$$\pi = \frac{m_B}{M_B \cdot V_{\text{р-ра}}} \cdot R \cdot T, \text{ кПа;}$$

$$M_B = \frac{m_B \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}{618,5 \cdot 0,102} = 90,33 \text{ г/моль.}$$

Ответ: молярная масса растворенного вещества равна 90,06 г/моль.

3. Определить давление насыщенного пара воды над 1,0 %-м раствором карбамида (CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>) при 298 К, если давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 2,34 кПа.

Дано:
$n_{\text{CO(NH}_2)_2} = 1,0 \%$
$T = 298 \text{ К}$
$p_0 = 2,34 \text{ кПа}$
$p = ?$

Решение

$$p = p_0 \cdot \chi_{\text{H}_2\text{O}} = p_0 \cdot \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{CO(NH}_2)_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}} =$$

$$= p_0 \cdot \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}{\frac{m_{\text{CO(NH}_2)_2}}{M_{\text{CO(NH}_2)_2}} + \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}},$$

где  $p$  – давление насыщенного пара воды над раствором, кПа,

$p_0$  – давление насыщенного пара воды, кПа;

$\chi_{\text{H}_2\text{O}}$  – молярная доля воды;

$n_{\text{H}_2\text{O}}$  – количество воды, моль;

$n_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2}$  – количество  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , моль;

$M_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 60$  г/моль,  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18$  г/моль.

В 100 г 1 %-го раствора карбамида содержится 1 г карбамида и 99 г воды.

$$p = 2,34 \cdot \frac{\frac{99}{18}}{\frac{1}{60} + \frac{99}{18}} = 2,33 \text{ кПа.}$$

Ответ: давление насыщенного пара воды над 1 %-м раствором  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  составляет 2,33 кПа.

### УРОВЕНЬ С

1. Определить давление насыщенного пара воды над 0,05 М раствором хлорида кальция ( $\rho = 1,041$  г/см<sup>3</sup>) при 301 К, если давление насыщенного пара над водой при этой температуре равно 3,78 кПа. Кажущаяся степень диссоциации хлорида кальция равна 0,85.

Дано:

$$c_{\text{CaCl}_2} = 0,05 \text{ моль/л}$$

$$T = 301 \text{ К}$$

$$\rho = 1,041 \text{ г/см}^3$$

$$\alpha = 0,85$$

$$p_0 = 3,78 \text{ кПа}$$

$p$  – ?

Решение

Давление насыщенного пара воды над раствором электролита равно

$$\begin{aligned} p &= p_0 \cdot \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{i \cdot n_{\text{CaCl}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \\ &= p_0 \cdot \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}{i \cdot \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{M_{\text{CaCl}_2}} + \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}, \end{aligned}$$

где  $n_{\text{H}_2\text{O}}$  – количество воды, моль,

$n_{\text{CaCl}_2}$  – количество  $\text{CaCl}_2$ , моль

$i$  – изотонический коэффициент.

$$\alpha = \frac{(i-1)}{(k-1)}, \quad i = \alpha(k-1) + 1,$$

где  $\alpha$  – кажущаяся степень диссоциации  $\text{CaCl}_2$ ;

$k$  – общее количество ионов, образующихся при полной диссоциации одной молекулы  $\text{CaCl}_2$ .



$$k = 3,$$

$$i = 0,85(3-1) + 1 = 2,7,$$

$$c_{\text{CaCl}_2} = \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{M_{\text{CaCl}_2} \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л,}$$

откуда  $m_{\text{CaCl}_2} = c_{\text{CaCl}_2} \cdot M_{\text{CaCl}_2} \cdot V_{\text{р-ра}}, \text{ г}$

$$M_{\text{CaCl}_2} = 111 \text{ г/моль.}$$

Для расчета берем 1 л раствора.

$$m_{\text{CaCl}_2} = 0,05 \cdot 111 \cdot 1 = 5,55 \text{ г. } m_{\text{р-ра}} = 1000 \cdot 1,041 = 1041 \text{ г.}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{CaCl}_2} = 1041 - 5,55 = 1035,45 \text{ г.}$$

$$p = 3,78 \cdot \frac{1035,45}{2,7 \cdot \frac{5,55}{111} + \frac{1035,45}{18}} = 3,77 \text{ кПа.}$$

Ответ: давление насыщенного пара над раствором равно 3,77 кПа.

**2. Определить осмотическое давление 1,5 %-го раствора карбоната натрия при 25 °С. Плотность раствора равна 1,015 г/см<sup>3</sup>. Кажущаяся степень диссоциации карбоната натрия равна 0,9.**

Дано: $\omega_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,5 \%$ $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ $\rho = 1,015 \text{ г/см}^3$ $\alpha = 0,9$ <hr/> $\pi - ?$	Решение $\pi = i \cdot c_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot R \cdot T, \text{ кПа};$ $\alpha = \frac{i-1}{\kappa-1}; \quad i = \alpha(\kappa-1) + 1,$
--	---

где  $\alpha$  – кажущаяся степень диссоциации;

$\kappa$  – общее количество ионов, образующихся при полной диссоциации одной молекулы  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :



$\kappa = 3$ , тогда  $i = 0,9(3 - 1) + 1 = 2,8$

$c_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$  – молярная концентрация  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , моль/л:

$$c_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л.}$$

В 100 г 1,5 % раствора содержится 1,5 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и 98,5 г воды

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{100}{1,015} = 98,5 \text{ см}^3 = 0,0985 \text{ л.}$$

$$c_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{1,5}{106 \cdot 0,0985} = 0,144 \text{ моль/л.}$$

$$\pi = 2,8 \cdot 0,144 \cdot 8,314 \cdot 298 = 998,96 \text{ кПа.}$$

Ответ: осмотическое давление 1,5 %-го раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  равно 998,96 кПа.

**3. Определить кажущуюся степень диссоциации соли, если водный раствор хлорида алюминия с массовой долей 1,5 % кристаллизуется (замерзает) при температуре  $(-0,69) \text{ }^\circ\text{C}$ .**

$$K_T^{\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ кг}\cdot\text{к/моль.}$$

<p>Дано:</p> $\omega_{\text{AlCl}_3} = 1,5 \%$ $t_{\text{зам р-ра}} = -0,69 \text{ }^\circ\text{C}$ $K_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ кг}\cdot\text{к/моль}$ . $\alpha - ?$
---

Решение

$$\alpha = \frac{i-1}{k-1},$$

где  $k$  – общее количество ионов, образующихся при полной диссоциации одной молекулы  $\text{AlCl}_3$ .



$$k = 4$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_m(\text{AlCl}_3),$$

$$i = \frac{\Delta t_{\text{зам}}}{K_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_m(\text{AlCl}_3)} = \frac{0 - t_{\text{зам р-ра}}}{K_{\text{T}}^{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_m(\text{AlCl}_3)}$$

где  $c_m(\text{AlCl}_3) = \frac{m_{\text{AlCl}_3} \cdot 1000}{M_{\text{AlCl}_3} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}}$ , моль/кг.

В 100 г 1,5 %-го раствора содержится 1,5 г  $\text{AlCl}_3$  и 98,5 г воды.

$$c_m(\text{AlCl}_3) = \frac{1,5 \cdot 1000}{133,5 \cdot 98,5} = 0,114 \text{ моль/кг},$$

$$M_{\text{AlCl}_3} = 133,5 \text{ г/моль},$$

$$i = \frac{0 - (-0,69)}{1,86 \cdot 0,114} = 3,25,$$

$$\alpha = \frac{3,25-1}{4-1} = 0,75 \text{ (75 \%)}.$$

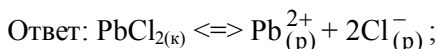
Ответ: кажущаяся степень диссоциации  $\text{AlCl}_3$  равна 0,75(75%).



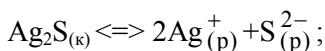
**7. РАСТВОРЫ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.  
ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ.  
ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ УРАВНЕНИЯ**

**УРОВЕНЬ А**

**1. Написать выражение ПР и привести их табличное значение для следующих соединений  $\text{PbCl}_2$  и  $\text{Ag}_2\text{S}$ .**



$$\text{ПР}_{\text{PbCl}_2} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 2 \cdot 10^{-5};$$



$$\text{ПР}_{\text{Ag}_2\text{S}} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}] = 5,7 \cdot 10^{-51},$$

т.е. растворимость  $\text{Ag}_2\text{S}$  значительно меньше растворимости  $\text{PbCl}_2$ .

**2. Написать уравнения диссоциации, выражения констант диссоциации и привести их табличное значение для  $\text{H}_2\text{S}$ .**

Ответ: поскольку  $\text{H}_2\text{S}$  – слабый электролит, то процесс диссоциации является обратимым и протекает ступенчато:



$$K_{1(\text{H}_2\text{S})} = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} = 6,0 \cdot 10^{-8}.$$



$$K_{2(\text{H}_2\text{S})} = \frac{[\text{H}^+][\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = 1,0 \cdot 10^{-14}.$$

Поскольку  $K_{1(\text{H}_2\text{S})}$  больше  $K_{2(\text{H}_2\text{S})}$  в  $6 \cdot 10^6$  раз, то можно считать, что диссоциация  $\text{H}_2\text{S}$  протекает в основном по первой ступени.

**3. Определить силу электролитов и написать уравнения диссоциации сильных электролитов:**



Ответ: поскольку к сильным относятся кислоты HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>, а к сильным основаниям относятся LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>, то

Zn(OH)<sub>2</sub> – слабый электролит; HCl – сильный электролит; H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – слабый электролит; NaOH – сильный электролит, HCN – слабый электролит.

Диссоциация сильных электролитов на ионы протекает нацело:



## УРОВЕНЬ В

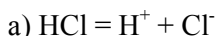
**1. Вычислить pH следующих водных растворов:**

**а) 0,02 М HCl,**

**б) 0,2 М KOH.**

Дано:
$c_{\text{HCl}} = 0,02 \text{ М}$
$c_{\text{KOH}} = 0,2 \text{ М}$
pH – ?

Решение



$$\text{pH} = -\lg c_{\text{H}^+};$$

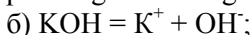
$$c_{\text{H}^+} = c_{\text{HCl}} \cdot \alpha \cdot n_{\text{H}^+};$$

HCl – сильный электролит,  $\alpha = 1$ ,

$n_{\text{H}^+}$  – число H<sup>+</sup>, образовавшихся при диссоциации одной молекулы HCl,

$$n_{\text{H}^+} = 1, \text{ тогда } n_{\text{H}^+} = c_{\text{HCl}} = 0,02 \text{ моль/л} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

$$\text{pH} = -\lg 2 \cdot 10^{-2} = -\lg 2 + (-\lg 10^{-2}) = -0,3 + 2 = 1,7.$$



$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}; \quad \text{pOH} = -\lg c_{\text{OH}^-},$$

$$c_{\text{OH}^-} = c_{\text{KOH}} \cdot \alpha \cdot n_{\text{OH}^-},$$

КОН – сильный электролит,  $\alpha = 1$ ,

$n_{\text{OH}^-}$  – число  $\text{OH}^-$ , образовавшихся при диссоциации одной молекулы КОН,  $n_{\text{OH}^-} = 1$ , тогда  $c_{\text{OH}^-} = c_{\text{КОН}} = 2 \cdot 10^{-1}$  моль/л,

$$\text{pOH} = -\lg(2 \cdot 10^{-1}) = -\lg 2 + (-\lg 10^{-1}) = -0,3 + 1 = 0,7.$$

$$\text{pH} = 14 - 0,7 = 13,3.$$

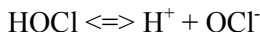
Ответ: pH 0,02 М HCl равно 1,7;

pH 0,2 М КОН равно 13,3.

**2. Вычислить pH 0,05 М водного раствора хлорноватистой кислоты (HOCl).**

Дано:
$c_{\text{HOCl}} = 0,05 \text{ М}$
pH – ?

Решение



HOCl – слабый электролит.

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; [\text{H}^+] = c_{\text{HOCl}} \alpha \cdot n_{\text{H}^+},$$

$n_{\text{H}^+}$  – число  $\text{H}^+$  образовавшихся при диссоциации одной молекулы

HOCl,  $n_{\text{H}^+} = 1$ .

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{HOCl}}}{c_{\text{HOCl}}}};$$

$K_{\text{HOCl}}$  – константа диссоциации HOCl:

$$K_{\text{HOCl}} = 5,0 \cdot 10^{-8} \text{ (таблица),}$$

тогда

$$\alpha = \sqrt{\frac{5,0 \cdot 10^{-8}}{5 \cdot 10^{-2}}} = 10^{-3}.$$

$$c_{\text{H}^+} = 5 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-3} \cdot 1 = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л,}$$

тогда  $\text{pH} = -\lg 5,0 \cdot 10^{-5} = (-\lg 5) + (-\lg 10^{-5}) = -0,7 + 5 = 4,3$ .

Ответ:  $\text{pH}$  0,05 М  $\text{HNO}_3$  равно 4,3.

**3. Определить произведение растворимости  $\text{MgF}_2$ , если его растворимость в воде при  $25^\circ\text{C}$  равна  $1,17 \cdot 10^{-3}$  моль/л.**

Дано:
$c_{\text{MgF}_2} = 1,17 \cdot 10^{-3}$ моль/л
ПР $\text{MgF}_2$ – ?

Решение

Равновесие между осадком мало-растворимого электролита и насыщенным раствором над ним выражается уравнением



$$\text{ПР}_{\text{MgF}_2} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2,$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = c_{\text{MgF}_2} \cdot \alpha \cdot n_{\text{Mg}^{2+}}, \quad [\text{F}^-] = c_{\text{MgF}_2} \cdot \alpha \cdot n_{\text{F}^-}.$$

$\text{MgF}_2$  – сильный электролит,  $\alpha = 1$ ;

$n_{\text{Mg}^{2+}} = 1$ ,  $n_{\text{F}^-} = 2$  (из приведенного уравнения)

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1,17 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 1 = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л;}$$

$$[\text{F}^-] = 1,17 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 2 = 2,34 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

$$\text{Тогда ПР}_{\text{MgF}_2} = 1,17 \cdot 10^{-3} \cdot (2,34 \cdot 10^{-3})^2 = 6,41 \cdot 10^{-9}.$$

$$\text{Ответ: ПР}_{\text{MgF}_2} = 6,41 \cdot 10^{-9}.$$

## УРОВЕНЬ С

**1. Вычислить активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л нитрата кальция и 0,1 моль/л хлорида кальция.**

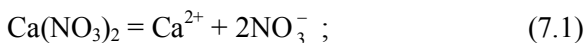
<p>Дано:</p> $c_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0,01 \text{ моль/л}$ $c_{\text{CaCl}_2} = 0,2 \text{ моль/л}$
$a_{\text{Ca}^{2+}} - ?$ $a_{\text{NO}_3^-} - ?$ $a_{\text{Cl}^-} - ?$

### Решение

Активность ионов в растворе сильных электролитов определяется по формуле

$$a_{\text{ион}} = fC_{\text{иона}}$$

Процессы диссоциации  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{CaCl}_2$  протекают по следующим уравнениям:



Концентрация ионов определяется по формуле

$$c_{\text{ион}} = c_{\text{в}} \cdot \alpha \cdot n_{\text{ион}} ,$$

тогда

$$n'_{\text{Ca}^{2+}} = 1 \text{ (7.1)}; \quad n''_{\text{Ca}^{2+}} = 1 \text{ (7.2)};$$

$$n_{\text{NO}_3^-} = 2 \text{ (7.1)} \quad n_{\text{Cl}^-} = 2 \text{ (7.2)}; \quad \alpha = 1;$$

$$\begin{aligned} c_{\text{Ca}^{2+}} &= c_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot \alpha \cdot n'_{\text{Ca}^{2+}} + c_{\text{CaCl}_2} \cdot \alpha \cdot n''_{\text{Ca}^{2+}} = \\ &= 0,01 \cdot 1 \cdot 1 + 0,1 \cdot 1 \cdot 1 = 0,11 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

$$c_{\text{NO}_3^-} = c_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot \alpha \cdot n_{\text{NO}_3^-} = 0,01 \cdot 1 \cdot 2 = 0,02 \text{ моль/л, см.} \quad (7.1)$$

$$c_{\text{Cl}^-} = c_{\text{CaCl}_2} \cdot \alpha \cdot n_{\text{Cl}^-} = 0,1 \cdot 1 \cdot 2 = 0,2 \text{ моль/л, см.} \quad (7.2)$$

Ионная сила раствора

$$I = 0,5(c_{\text{Ca}^{2+}} \cdot Z_{\text{Ca}^{2+}}^2 + c_{\text{NO}_3^-} \cdot Z_{\text{NO}_3^-}^2 + c_{\text{Cl}^-} \cdot Z_{\text{Cl}^-}^2).$$

$$I = 0,5(0,11 \cdot 2^2 + 0,02 \cdot (-1)^2 + 0,2 \cdot (-1)^2) = 0,33 \approx 0,3.$$

Коэффициент активности ионов определяем из таблицы:

$$f_{\text{Cl}^-} = f_{\text{NO}_3^-} = 0,81. \quad f_{\text{Ca}^{2+}} = 0,42.$$

Тогда активность ионов

$$a_{\text{Cl}^-} = 0,81 \cdot 0,2 = 0,162 \text{ моль/л};$$

$$a_{\text{NO}_3^-} = 0,81 \cdot 0,02 = 0,0162 \text{ моль/л};$$

$$a_{\text{Ca}^{2+}} = 0,42 \cdot 0,11 = 0,0462 \text{ моль/л}.$$

Ответ:  $a_{\text{Cl}^-} = 0,162$  моль/л,  $a_{\text{NO}_3^-} = 0,0162$  моль/л,

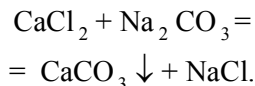
$$a_{\text{Ca}^{2+}} = 0,0462 \text{ моль/л}.$$

**2. Определить, образуется ли осадок, если смешали 100 см<sup>3</sup> 0,01 М водного раствора хлорида кальция и 200 см<sup>3</sup> 0,02 М водного раствора карбоната натрия.**

Дано:
$c_{\text{CaCl}_2} = 0,01 \text{ М}$
$c_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,02 \text{ М}$
$V_{\text{CaCl}_2} = 100 \text{ см}^3$
$V_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 200 \text{ см}^3$
Образуются ли осадок?

Решение

При смешении растворов протекает следующая реакция:



Осадок  $\text{CaCO}_3$  образуется только в случае, если

$$c_{\text{Ca}^{2+}} \cdot c_{\text{CO}_3^{2-}} > \text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 5 \cdot 10^{-9} \text{ (таблица).}$$

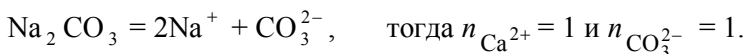
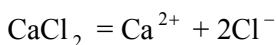
Поскольку смешали 100 см<sup>3</sup> раствора  $\text{CaCl}_2$  и 200 см<sup>3</sup>  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , то объем раствора после смешения составляет 300 см<sup>3</sup>.

Тогда после смешения объем раствора  $\text{CaCl}_2$  от общего объема смеси составит  $1/3$ , а объем раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  после смешения составит  $2/3$  от общего объема смеси. После смешения концентрации ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$  будут:

$$c_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{1}{3} c_{\text{CaCl}_2} \cdot \alpha \cdot n_{\text{Ca}^{2+}}; \quad c_{\text{CO}_3^{2-}} = \frac{2}{3} c_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot \alpha \cdot n_{\text{CO}_3^{2-}}.$$

$\text{CaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – сильные электролиты,  $\alpha = 1$ .

Процессы диссоциации  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  протекают по следующим уравнениям :



$$c_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{1}{3} 0,01 \cdot 1 \cdot 1 = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$c_{\text{CO}_3^{2-}} = \frac{2}{3} 0,02 \cdot 1 \cdot 1 = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л};$$

$$c_{\text{Ca}^{2+}} \cdot c_{\text{CO}_3^{2-}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \cdot 1,3 \cdot 10^{-2} = 4,29 \cdot 10^{-5}.$$

Так как  $4,29 \cdot 10^{-5} > 5 \cdot 10^{-9}$  (ПР  $\text{CaCO}_3$ ), то осадок  $\text{CaCO}_3$  образуется.

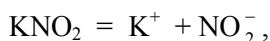
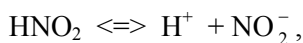
Ответ: осадок  $\text{CaCO}_3$  образуется.

**3. Вычислить pH 0,01 М водного раствора  $\text{HNO}_2$ , содержащего, кроме того, 0,02 моль/л  $\text{KNO}_2$ .**

Дано:
$c_{\text{HNO}_2} = 0,01 \text{ М}$
$c_{\text{KNO}_2} = 0,02 \text{ М}$
pH – ?

Решение

$$\text{pH} = -\lg c_{\text{H}^+},$$



$$K_{\text{HNO}_2} = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}.$$

Прибавление  $\text{KNO}_2$  к раствору  $\text{HNO}_2$  смещает равновесие диссоциации  $\text{HNO}_2$  влево за счет возрастания концентрации  $\text{NO}_2^-$ . В результате в системе устанавливается равновесие при новых концентрациях  $\text{H}^+$  и  $\text{NO}_2^-$ , но значение константы диссоциации  $\text{HNO}_2$  остается прежним.

Тогда обозначим равновесную концентрацию ионов водорода  $[\text{H}^+]$  в новых условиях через  $x$ :

$$[\text{H}^+] = x \text{ моль/л.}$$

Общая равновесная концентрация  $[\text{NO}_2^-]$  равна сумме концентраций  $\text{NO}_2^-$ , образовавшихся при диссоциации  $\text{HNO}_2$  и диссоциации  $\text{KNO}_2$ :

$$[\text{NO}_2^-] = c_{\text{NO}_2^-} \text{ из } \text{HNO}_2 + c_{\text{NO}_2^-} \text{ из } \text{KNO}_2$$

Концентрация  $\text{NO}_2^-$ , образовавшихся при диссоциации  $\text{HNO}_2$ , равна  $x$  моль/л, так как при диссоциации 1 моль  $\text{HNO}_2$  образуется 1 ион  $\text{H}^+$  и 1 ион  $\text{NO}_2^-$ .

Концентрация  $\text{NO}_2^-$ , образовавшихся при диссоциации  $\text{KNO}_2$ :

$$c_{\text{NO}_2^-} = c_{\text{KNO}_2} \cdot \alpha \cdot n_{\text{NO}_2^-} = 0,2 \cdot 1 \cdot 1 = 0,2 \text{ моль/л.}$$

из  $\text{KNO}_2$

$\text{KNO}_2$  – сильный электролит,  $\alpha = 1$ ,  $n_{\text{NO}_2^-} = 1$ ,

тогда  $[\text{NO}_2^-] = x + c_{\text{KNO}_2} = (x + 0,02)$ , моль/л;

$[\text{HNO}_2] = (c_{\text{HNO}_2} - x) = (0,01 - x)$ , моль/л.

$$K_{\text{HNO}_2} = \frac{x(x + 0,02)}{0,01 - x}.$$



$$K_{\text{HNO}_2} = 4 \cdot 10^{-4}, \text{ (таблица)}$$

тогда

$$4 \cdot 10^{-4} = \frac{x(x + 0,02)}{0,01 - x},$$

так как,  $x \ll 0,01$  моль/л, то значением  $x$ , ввиду его малого значения, в выражениях  $(x + 0,02)$  и  $(0,01 - x)$  можно пренебречь и данное выражение записать в виде:

$$\frac{0,02 \cdot x}{0,01} = 4 \cdot 10^{-4};$$

откуда  $x = 2 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

$$[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg(2 \cdot 10^{-4}) = (-\lg 2) + (-\lg 10^{-4}) = -0,3 + 4 = 3,7.$$

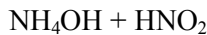
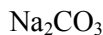
Ответ:  $\text{pH} = 3,7$ .

## 8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

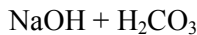
### УРОВЕНЬ А

**1. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу:  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ?**

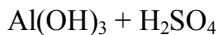
Ответ: любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты и основания:



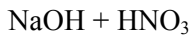
слаб.      слаб.



сильн.    слаб.



слаб.      сильн.

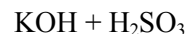


сильн.    сильн.

Гидролизу подвергаются соли, которые образованы при взаимодействии слабой кислоты и слабого основания; слабой кислоты и сильного основания; сильной кислоты и слабого основания; это соли  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются ( $\text{NaNO}_3$ ).

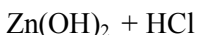
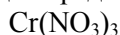
**2. Указать реакцию среды водных растворов солей  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{KNO}_3$ .**

Ответ:

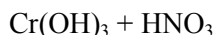


сильн. слаб.

Реакция среды определяется сильным электролитом, участвующим в образовании соли. Сульфит калия образован слабой кислотой и сильным основанием, поэтому реакция среды щелочная,  $\text{pH} > 7$ .

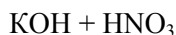


слаб. сильн.



слаб. сильн.

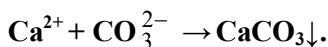
Хлорид цинка и нитрат хрома (III) образованы сильной кислотой и слабым основанием, поэтому реакция среды кислая,  $\text{pH} < 7$ .



сильн. сильн.

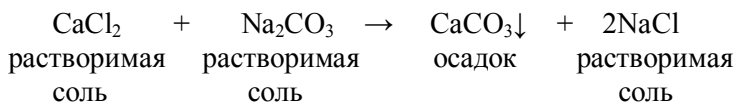
Нитрат калия образован сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается, поэтому реакция среды – нейтральная,  $\text{pH} = 7$ .

**3. Написать полное молекулярное уравнение по данному сокращенному ионно-молекулярному уравнению:**



Ответ: для написания молекулярного уравнения ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$  берем из растворимых солей (см. таблицу растворимости).

Вторая образующаяся в результате реакции соль в молекулярном уравнении должна быть растворима.



## УРОВЕНЬ В

**1. Написать ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей:**

**а) сульфата хрома (III),**

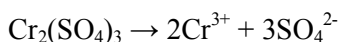
**б) сульфида натрия**

**и указать реакцию среды их водных растворов.**

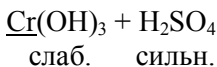
Дано: а) сульфат хрома (III) б) сульфид натрия
Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей

Решение

а)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  диссоциирует в водном растворе:



1. Под формулой соли написать формулы основания и кислоты, которыми образована соль, и подчеркнуть общий ион в формуле соли и слабого электролита.

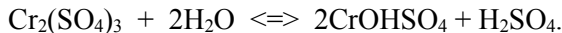


2. Написать сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза с участием одного подчеркнутого иона и одной молекулы воды:



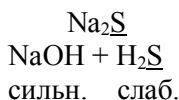
3. По полученному сокращенному ионно-молекулярному уравнению написать полное молекулярное уравнение. Для этого каждый ион в сокращенном ионно-молекулярном уравнении дополнить

противоположно заряженными ионами соли, которые не участвовали в гидролизе. Написать формулы образующихся веществ, используя правило электронейтральности их молекул, и расставить коэффициенты:

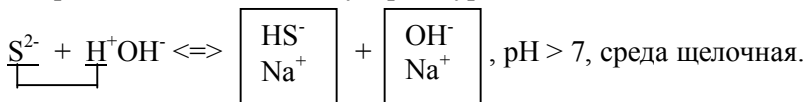


б) Используя последовательность написания процесса гидролиза, изложенное в а), составляем сокращенное ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли  $\text{Na}_2\text{S}$ .

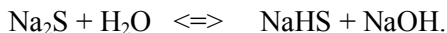
$\text{Na}_2\text{S}$  диссоциирует в водном растворе:



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение



Молекулярное уравнение гидролиза:



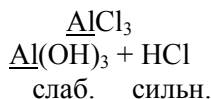
**2. Написать ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза хлорида алюминия (III). Как влияет на равновесие гидролиза прибавление к раствору следующих веществ:**

- а) хлороводородной кислоты;
- б) гидроксида калия;
- в) нитрата натрия?

Решение

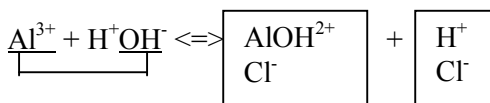
$\text{AlCl}_3$  диссоциирует в водном растворе.





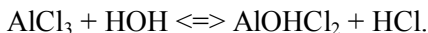
Взаимодействие  $\text{Al}^{3+}$  с молекулами воды приводит к образованию малодиссоциирующего катиона  $(\text{AlOH})^{2+}$ .

Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза



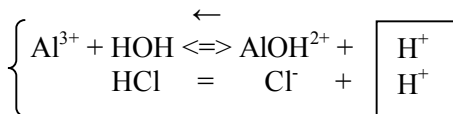
Как видно из сокращенного ионно-молекулярного уравнения, при гидролизе образуются катионы  $\text{H}^+$ , обуславливающие кислую среду раствора ( $\text{pH} < 7$ ).

Молекулярное уравнение гидролиза:

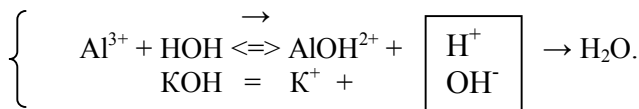


Реакция гидролиза – процесс обратимый, поэтому равновесие гидролиза соли может смещаться при введении в раствор некоторых веществ (согласно правилам смещения равновесия по принципу Ле Шателье).

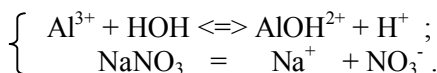
а) Если к раствору  $\text{AlCl}_3$  добавить  $\text{HCl}$ , то в результате её диссоциации ( $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ) в растворе увеличится концентрация ионов  $\text{H}^+$ , вследствие чего равновесие реакции гидролиза  $\text{AlCl}_3$  сместится в левую сторону (образование исходных веществ), т.е. гидролиз  $\text{AlCl}_3$  ослабевает.



б) Если же к раствору  $\text{AlCl}_3$  добавить щелочь ( $\text{KOH}$ ), то в результате её диссоциации ( $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$ ) в растворе появляются ионы  $\text{OH}^-$ , которые с образовавшимися в реакции гидролиза ионами  $\text{H}^+$  образуют молекулу слабого электролита ( $\text{H}_2\text{O}$ ), и это приведет к уменьшению концентрации ионов  $\text{H}^+$  и смещению равновесия реакции гидролиза в правую сторону, т.е. гидролиз  $\text{AlCl}_3$  усилится.



в) Добавление нитрата натрия ( $\text{NaNO}_3$ ) не смещает положения равновесия, т.к. нитрат натрия – сильный электролит и не имеет общих ионов ни с  $\text{AlCl}_3$ , ни с продуктами его гидролиза и не связывает их в малодиссоциирующие соединения, т.е. прибавление  $\text{NaNO}_3$  на процесс гидролиза не влияет.

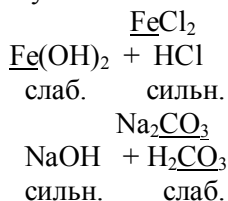


**3. Что произойдет при сливании растворов хлорида железа (II) и карбоната натрия? Написать уравнения совместного гидролиза в ионно-молекулярной и молекулярной формах.**

Дано: Водные растворы хлорида железа (II) и карбоната натрия
Написать в ионно-молекулярной и молекулярной формах уравнение процессов, происходящих при сливании растворов этих солей

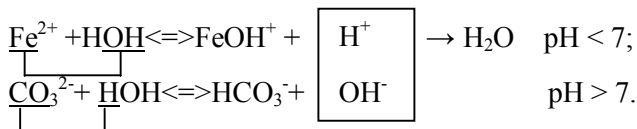
Решение

До сливания в растворе каждой соли протекает ее гидролиз по I ступени:



До сливания в растворе каждой соли гидролизу подвергаются ионы  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ .

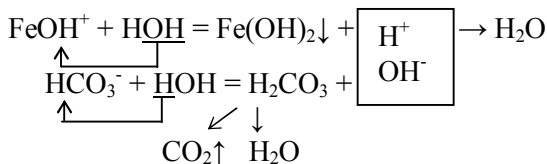
I ступень:



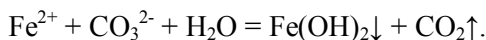
После сливания растворов продукт гидролиза первой соли ( $\text{H}^+$ ) взаимодействует с продуктом гидролиза второй соли ( $\text{ОН}^-$ ) с обра-

зованием слабо диссоциирующего соединения  $\text{H}_2\text{O}$ , что приводит к смещению химического равновесия в сторону прямой реакции. Усиление гидролиза первой и второй соли приводит к протеканию II ступени гидролиза с образованием осадка и выделением газа.

II ступень:



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение совместного гидролиза двух солей:



Молекулярное уравнение совместного гидролиза:



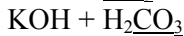
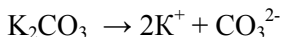
## УРОВЕНЬ С

**1. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза карбоната калия. Вычислить константу, степень и pH гидролиза соли в 0,01 М растворе.**

Дано:
$c_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 0,01\text{M}$
$K_r - ?$
pH- ?
$h - ?$

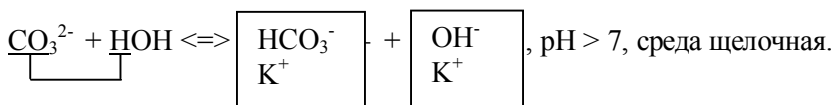
Решение

$\text{K}_2\text{CO}_3$  диссоциирует в растворе:

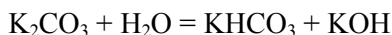


сильн. слаб.

Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза



Молекулярное уравнение гидролиза:



$$K_r = \frac{K_B}{K_{2(\text{H}_2\text{CO}_3)}},$$

$$K_B = 10^{-14}, K_{2(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 4,7 \cdot 10^{-11} \text{ (таблица)}$$

$$K_r = \frac{10^{-14}}{4,7 \cdot 10^{-11}} = 0,21 \cdot 10^{-3}.$$

$$h = \sqrt{K_r / c_{\text{K}_2\text{CO}_3}}; h = \sqrt{0,21 \cdot 10^{-3} / 0,01} = 0,14;$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Так как среда щелочная, определяем  $\text{pOH}$ ;

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -1/2 \cdot \lg K_r - 1/2 \cdot \lg c_{\text{K}_2\text{CO}_3} = \\ &= -1/2 \cdot \lg 0,21 \cdot 10^{-3} - 1/2 \cdot \lg 0,01 = (-1/2 \lg 0,21) + (-1/2 \lg 10^{-3}) + \\ &\quad + (-1/2 \lg 10^{-2}) = 0,34 + 1,5 + 1 = 2,84. \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}; \quad \text{pH} = 14 - 2,84 = 11,16.$$

Ответ:  $h = 0,14$ ;  $K_r = 0,21 \cdot 10^{-3}$ ;  $\text{pH} = 11,16$

**2. Рассчитать при температуре 300 К константу, степень и pH гидролиза  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  в 1 М растворе, используя значения термодинамических характеристик реакции гидролиза соли. Написать ионно-молекулярное и молекулярное уравнение гидролиза этой соли.**

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = 51,135 \text{ кДж};$$

$$\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = -4,67 \text{ Дж/К}.$$



Дано:

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = 51,135 \text{ кДж}$$

$$\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = -4,67 \text{ Дж/К}$$

$$c_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 1 \text{ M}$$

$$T = 300 \text{ K}$$

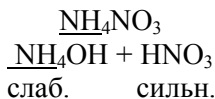
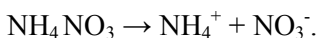
$K_r$  – ?

$h$  – ?

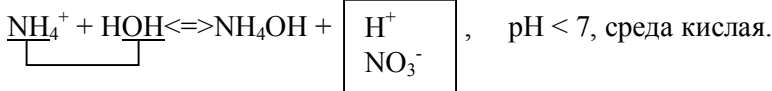
pH – ?

Решение

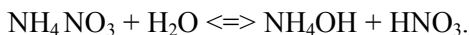
$\text{NH}_4\text{NO}_3$  – диссоциирует в растворе:



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза



Молекулярное уравнение гидролиза



$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T \cdot \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = -2,303RT \lg K_r;$$

$$\begin{aligned} \lg K_r &= -\frac{\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T \cdot \Delta_r S^\circ(298 \text{ K})}{2,303 \cdot R \cdot T} = \\ &= -\frac{51,135 \cdot 10^3 - 300 \cdot (-4,67)}{2,303 \cdot 8,314 \cdot 300} = -9,15. \end{aligned}$$

$$K_r = 10^{-9,15} = 7,08 \cdot 10^{-10}.$$

Так как среда кислая, то определяем pH:

$$\text{pH} = (-1/2 \cdot \lg K_r) + (-1/2 \cdot \lg c_{\text{NH}_4\text{NO}_3});$$

$$\text{pH} = -1/2 \cdot (-9,15) - 1/2 \cdot \lg 1 = 4,57;$$

$$h = \sqrt{K_r / c_{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = 7,08 \cdot 10^{-10} / 1 \quad 22,66 \cdot 10^{-5}.$$

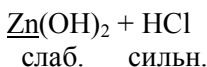
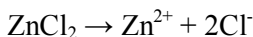
Ответ:  $K_r = 7,08 \cdot 10^{-10}$ ;  $h = 2,66 \cdot 10^{-5}$ ;  $\text{pH} = 4,57$ .

3. Какая из двух солей,  $ZnCl_2$  или  $CuCl_2$ , при равных концентрациях в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивировать расчетом отношения степеней гидролиза обеих солей. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

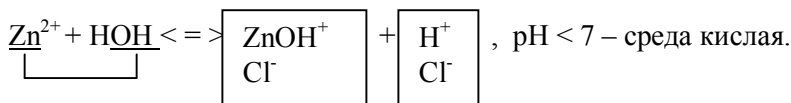
Дано: $c_{ZnCl_2} = c_{CuCl_2}$
$h_{ZnCl_2} / h_{CuCl_2} - ?$

Решение

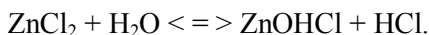
1.  $ZnCl_2$  диссоциирует в растворе:



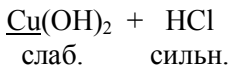
Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза



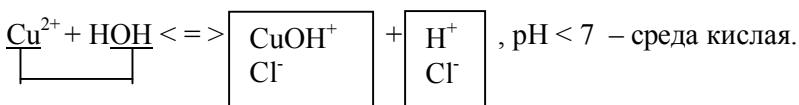
Молекулярное уравнение гидролиза



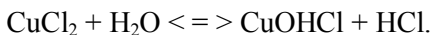
2.  $CuCl_2$  диссоциирует в растворе:



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза



Молекулярное уравнение гидролиза:



$$h_{\text{ZnCl}_2} = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}(\text{ZnCl}_2)}{c_{\text{ZnCl}_2}}} = \sqrt{\frac{K_{\text{B}}}{K_{2(\text{Zn}(\text{OH})_2)} \cdot c_{\text{ZnCl}_2}}};$$

$$K_{2(\text{Zn}(\text{OH})_2)} = 4,0 \cdot 10^{-5}.$$

$$h_{\text{CuCl}_2} = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}(\text{CuCl}_2)}{c_{\text{CuCl}_2}}} = \sqrt{\frac{K_{\text{B}}}{K_{2(\text{Cu}(\text{OH})_2)} \cdot c_{\text{CuCl}_2}}};$$

$$K_{2(\text{Cu}(\text{OH})_2)} = 3,4 \cdot 10^{-7}.$$

$$\begin{aligned} \frac{h_{\text{CuCl}_2}}{h_{\text{ZnCl}_2}} &= \sqrt{\frac{K_{2(\text{Zn}(\text{OH})_2)} \cdot c_{\text{ZnCl}_2} \cdot K_{\text{B}}}{K_{\text{B}} \cdot K_{2(\text{Cu}(\text{OH})_2)} \cdot c_{\text{CuCl}_2}}} = \sqrt{\frac{K_{2(\text{Zn}(\text{OH})_2)}}{K_{2(\text{Cu}(\text{OH})_2)}}} = \\ &= \sqrt{\frac{4,0 \cdot 10^{-5}}{3,4 \cdot 10^{-7}}} = 10,85. \end{aligned}$$

Ответ: степень гидролиза  $\text{CuCl}_2$  в 10,85 раз больше степени гидролиза  $\text{ZnCl}_2$ .

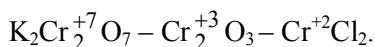
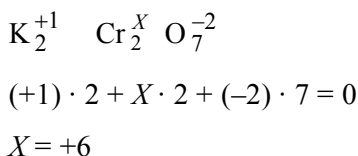
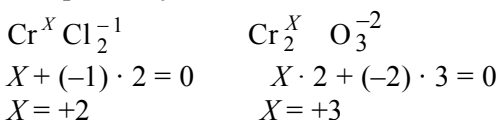
## 9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

### УРОВЕНЬ А

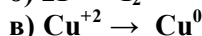
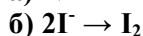
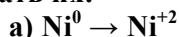
1. Расположить перечисленные вещества в порядке уменьшения степени окисления хрома:



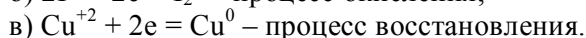
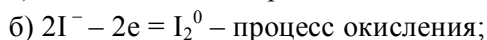
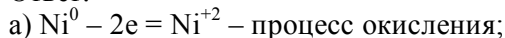
Ответ: алгебраическая сумма степеней окисления отдельных атомов, образующих молекулу, с учетом стехиометрических индексов равна нулю.



**2. Составить уравнения для следующих процессов и назвать их:**

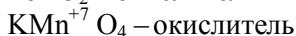
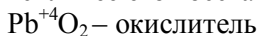


Ответ:



**3. Какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляют  $\text{PbO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{KMnO}_4$ ?**

Ответ: окислители – атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, а восстановители – отдающие электроны. Поэтому чем выше степень окисления иона, тем сильнее он проявляет окислительные свойства, а чем ниже степень окисления иона – тем сильнее его восстановительные свойства.



## УРОВЕНЬ В

**Закончить уравнения реакций и уравнивать их используя метод электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель:**



- б)  $S + HNO_3_{\text{конц}} \rightarrow$   
 в)  $P + H_2SO_4_{\text{конц}} \rightarrow$   
 г)  $Mg + H_2SO_4_{\text{конц}} \rightarrow$

а) Металл +  $HNO_{3(\text{конц})} \rightarrow$  соль + оксид азота +  $H_2O$ .

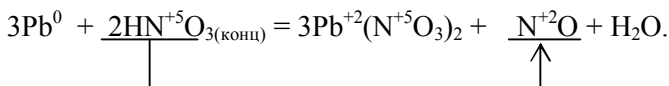
Формула оксида азота зависит от активности металла:  $N_2O$  выделяется, если в реакцию вступает активный металл (стоящий в ряду стандартных электродных потенциалов в интервале  $Li...Al$ );

$NO$  выделяется, если в реакцию вступает металл средней активности ( $Mn-Pb$ );

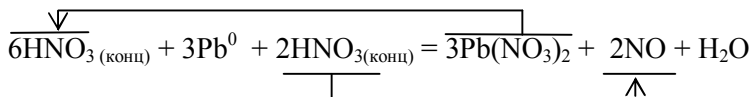
$NO_2$  выделяется, если в реакцию вступает малоактивный металл (стоящий в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода).

Дано: а) $Pb + HNO_3_{\text{конц}} \rightarrow$ $S + HNO_3_{\text{конц}} \rightarrow$ б) $P + H_2SO_4_{\text{конц}} \rightarrow$ $Mg + H_2SO_4_{\text{конц}} \rightarrow$	Решение а) $Pb^0 + HN^{+5}O_3_{\text{конц}} =$ воспт. окисл. $= Pb^{+2}(NO_3)_2 + N^{+2}O + H_2O$												
Уравнять реакции и указать окислитель и восстановитель	<table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 60%; border-bottom: 1px solid black;">восстановитель <math>Pb^0 - 2\bar{e} = Pb^{+2}</math></td> <td style="width: 10%; text-align: center; border-bottom: 1px solid black;">НОК</td> <td style="width: 10%; text-align: center; border-bottom: 1px solid black;">ДМ</td> <td style="width: 10%; border-bottom: 1px solid black;"></td> </tr> <tr> <td style="border-bottom: 1px solid black;">окислитель <math>N^{+5} + 3\bar{e} = N^{+2}</math></td> <td style="text-align: center;">6</td> <td style="text-align: center;">3</td> <td style="text-align: center;">2</td> </tr> <tr> <td style="border-top: 1px solid black;"><math>3Pb^0 + 2N^{+5} = 3Pb^{+2} + 2N^{+2}</math></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </table>	восстановитель $Pb^0 - 2\bar{e} = Pb^{+2}$	НОК	ДМ		окислитель $N^{+5} + 3\bar{e} = N^{+2}$	6	3	2	$3Pb^0 + 2N^{+5} = 3Pb^{+2} + 2N^{+2}$			
восстановитель $Pb^0 - 2\bar{e} = Pb^{+2}$	НОК	ДМ											
окислитель $N^{+5} + 3\bar{e} = N^{+2}$	6	3	2										
$3Pb^0 + 2N^{+5} = 3Pb^{+2} + 2N^{+2}$													

Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение:



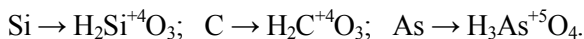
Поскольку азотная кислота расходуется не только на получение 2 моль  $NO$ , но и на получение 3 моль  $Pb(NO_3)_2$ , в которых содержится  $6NO_3^-$  со степенью окисления  $N^{+5}$ , то для протекания этого процесса необходимо дополнительно 6 моль  $HNO_3$ :



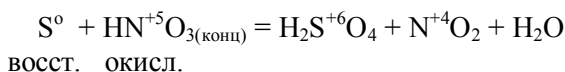
Суммируем число моль  $\text{HNO}_3$  и уравниваем количество водорода и кислорода ( $4\text{H}_2\text{O}$ ):



б) Неметалл +  $\text{HNO}_{3(\text{конц})} \rightarrow$  кислота, в которой неметалл проявляет высшую степень окисления +  $\text{NO}_2$  + ( $\text{H}_2\text{O}$ ):



Решение

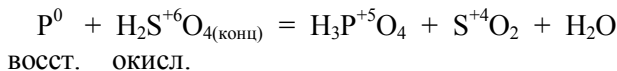


		НОК	ДМ
восст-ль	$\text{S}^0 - 6\bar{e} = \text{S}^{+6}$	6	1
окисл-ль	$\text{N}^{+5} + \bar{e} = \text{N}^{+4}$		6
	$\text{S}^0 + 6\text{N}^{+5} = \text{S}^{+6} + 6\text{N}^{+4}$		

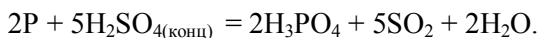


в) Неметалл +  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$  кислота, в которой неметалл проявляет высшую степень окисления +  $\text{SO}_2$  + ( $\text{H}_2\text{O}$ ); см. пример б).

Решение



		НОК	ДМ
восст-ль	$\text{P}^0 - 5\bar{e} = \text{P}^{+5}$	10	2
окисл-ль	$\text{S}^{+6} + 2\bar{e} = \text{S}^{+4}$		5
	$2\text{P}^0 + 5\text{S}^{+6} = 2\text{P}^{+5} + 5\text{S}^{+4}$		



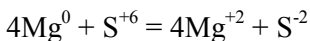
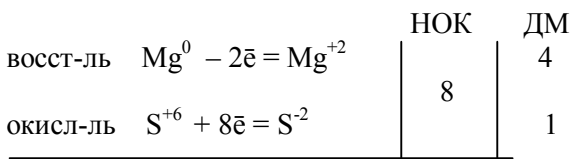
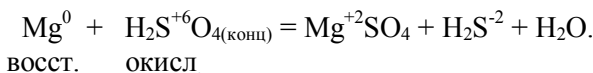
г) Металл +  $H_2SO_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{соль} + (H_2S, S, SO_2)$   
 (в зависимости от активности металла) +  $H_2O$ .

$H_2S$  выделится, если в реакцию вступает активный металл (Li–Al),

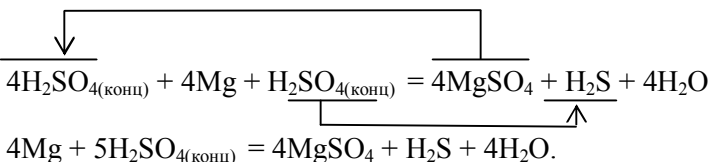
S выделится, если в реакцию вступает металл средней активности (Mn–Pb),

$SO_2$  выделится, если в реакцию вступает малоактивный металл (стоящий в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода).

### Решение

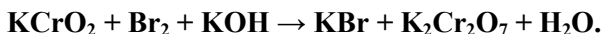


Аналогично примеру (а) уравниваем реакцию:



### УРОВЕНЬ С

**1. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.**



**Определить массу  $KCrO_2$ , необходимую для взаимодействия с 4 г брома.**

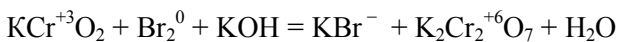
Дано:

$$m_{\text{Br}_2} = 4 \text{ г}$$

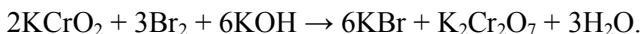
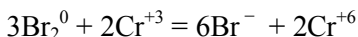
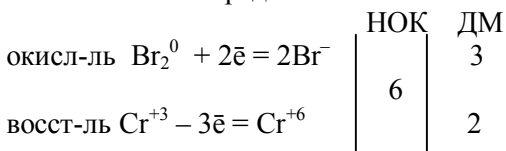
Уравнять реакцию и указать окислитель и восстановитель.

$$m_{\text{KCrO}_2} \text{ — ?}$$

Решение



восст. окисл. среда



Согласно уравнению реакции 2 моль  $\text{KCrO}_2$  реагирует с 3 моль  $\text{Br}_2$ , т.е.

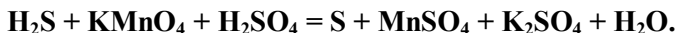
$$2M_{\text{KCrO}_2} - 3M_{\text{Br}_2}$$

$$m_{\text{KCrO}_2} - m_{\text{Br}_2}$$

$$m_{\text{KCrO}_2} = \frac{2M_{\text{KCrO}_2} \cdot m_{\text{Br}_2}}{3M_{\text{Br}_2}} = \frac{2 \cdot 123 \cdot 4}{3 \cdot 160} = 2,05 \text{ г.}$$

Ответ:  $m_{\text{KCrO}_2} = 2,05 \text{ г}$ , окислитель –  $\text{Br}_2$ , восстановитель –  $\text{KCrO}_2$ .

## 2. Уравнять реакцию



Указать окислитель и восстановитель.

Определить  $C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S})$ , если на взаимодействие с 3,16 г  $\text{KMnO}_4$  ушло 200 см<sup>3</sup> раствора  $\text{H}_2\text{S}$ .



Дано:

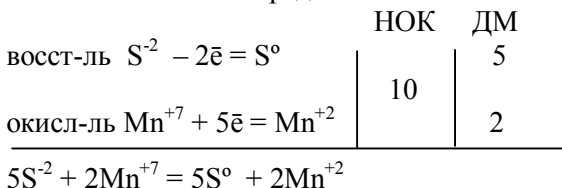
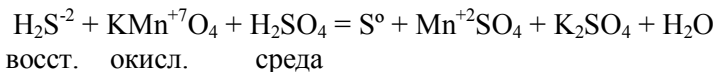
$$m_{\text{KMnO}_4} = 3,16 \text{ г}$$

$$V_{\text{р-ра}(\text{H}_2\text{S})} = 200 \text{ см}^3$$

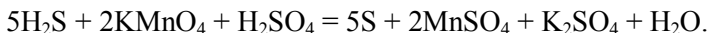
Уравнять реакцию и указать окислитель и восстановитель

$$C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S}) - ?$$

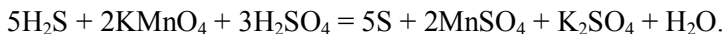
### Решение



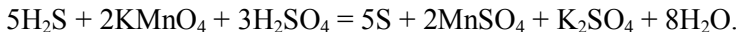
Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение:



Подсчитываем количество  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , необходимое для получения 2 моль  $\text{MnSO}_4$  и 1 моль  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Для этого необходимо 3 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Уравниваем количество водорода и кислорода ( $8\text{H}_2\text{O}$ ):



По закону эквивалентов  $n_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S}) = n_{\text{эк}}(\text{KMnO}_4)$

$$C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S}) \cdot V_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{m_{\text{KMnO}_4}}{M_{\text{эк}}(\text{KMnO}_4)}.$$

$$M_{\text{эк}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{n_e^-}, \text{ г/моль},$$

где  $n_e^-$  – число электронов, принятых одной молекулой  $\text{KMnO}_4$ .

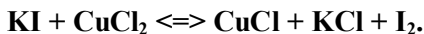
$$M_{\text{эк}}(\text{KMnO}_4) = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ г/моль}.$$

$$c_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S}) \cdot 0,2 = \frac{3,16}{31,6} = 0,1.$$

$$c_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{0,1}{0,2} = 0,5 \text{ моль/л}.$$

Ответ:  $c_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S}) = 0,5 \text{ моль/л}$ , окислитель –  $\text{KMnO}_4$ , восстановитель –  $\text{H}_2\text{S}$ .

### 3. Уравнять реакцию



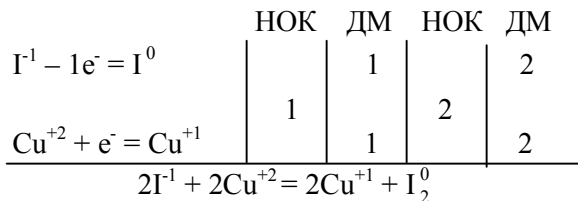
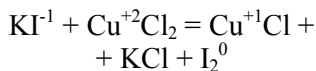
**Указать окислитель и восстановитель.**

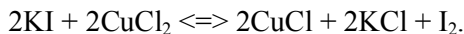
**Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.**

Дано:
Уравнение реакции
Уравнять реакцию и указать окислитель и восстановитель. Определить направление протекания реакции.
$K_c - ?$
$\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) - ?$

Решение

Расставляем коэффициенты методом электронного баланса:





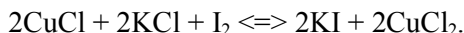
Определяем стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции:

$$\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^- \quad \varphi_1^0 = +0,54 \text{ В (таблица);}$$

$$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- = \text{Cu}^+ \quad \varphi_2^0 = +0,15 \text{ В (таблица).}$$

Из двух приведенных окислителей более сильным будет  $\text{I}_2$ , поскольку  $\varphi_1^0 > \varphi_2^0$ .

$\text{I}_2$  находится в продуктах реакции, следовательно, реакция будет протекать справа налево, т.е. реально протекающей будет реакция



$$\text{Тогда } \Delta_r G^\circ(298 \text{ К}) = -z \cdot F \cdot \varepsilon^0,$$

где  $z$  – число отданных или принятых электронов (НОК);  
 $F = 96500$  Кл/моль;

$\varepsilon^0$  – стандартное напряжение ОВР, В.

$$E^0 = \varphi_{\text{ок}}^0 - \varphi_{\text{восст}}^0$$

$$\varepsilon^0 = \varphi_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^0 - \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+} = 0,54 - 0,15 = 0,39 \text{ В.}$$

$$\Delta_r G^\circ(298 \text{ К}) = -2 \cdot 96500 \cdot 0,39 = -75270 \text{ Дж,}$$

$$\lg K_c = \frac{z \cdot \varepsilon^0}{0,059}; \quad K_c = 10^{\frac{z \cdot \varepsilon^0}{0,059}}; \quad K_c = 10^{\frac{2 \cdot 0,39}{0,059}} = 10^{13,2} = 1,66 \cdot 10^{13}.$$

Высокое значение  $K_c$  свидетельствует о смещении равновесия вправо.

Ответ:  $K_c = 1,66 \cdot 10^{13}$ ;  $\Delta_r G^\circ(298 \text{ К}) = -75,27$  кДж; реакция протекает справа налево; окислитель –  $\text{I}_2$ ; восстановитель –  $\text{CuCl}$ .

## 10. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ.

### УРОВЕНЬ А

**1. Железная деталь находится в кислой коррозионной среде. Определить, какими из металлов возможно осуществить анодную защиту детали: а) Ti; б) Ni; в) Cu; г) Zn.**

**Ответ обосновать значениями стандартных электродных потенциалов.**

Ответ: по табл. 11.1 определяем стандартные электродные потенциалы титана, никеля, меди, цинка и железа (II):

$$\varphi_{\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}}^0 = -1,63 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}.$$

Так как анодную защиту железной детали можно осуществить металлами с  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 < \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0$ , то искомыми металлами являются а) Ti; г) Zn.

**2. Написать уравнение Нернста для определения электродного потенциала металлического и водородного электродов. Указать единицы измерения.**

$$\text{Ответ: } \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg c_{\text{Me}^{n+}}, \text{ В};$$

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \text{ рН, В}.$$

**3. Из приведенного ряда металлов выбрать те, которые могут служить катодом при стандартных условиях в гальванических элементах, анод у которых цинковый: а) Mn; б) Bi; в) Al; г) Sn.**

**Ответ обосновать значениями стандартных электродных потенциалов.**

Ответ: по табл. 11.1 определяем стандартные электродные потенциалы марганца, висмута, алюминия, олова и цинка:

$$\varphi_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,05 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}}^0 = +0,23 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 = -1,67 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}.$$

Так как катодом при стандартных условиях в гальванических элементах, анод у которых цинковый, могут служить металлы с  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 > \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0$ , то искомыми металлами являются б) Bi; г) Sn.

## УРОВЕНЬ В

**1. а) Алюминиевый электрод погружен в  $5 \cdot 10^{-4}$  М раствор сульфата алюминия. Вычислить значение электродного потенциала алюминия.**

Дано: Металл – Al $c_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 5 \cdot 10^{-4}$ моль/л
$\varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^{-?}$

### Решение

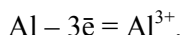
Электродный потенциал алюминия рассчитываем по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = \varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg c_{\text{Al}^{3+}}$$

По табл. 11.1 определяем стандартный электродный потенциал алюминия:

$$\varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 = -1,67 \text{ В.}$$

Записываем уравнение электродного процесса, протекающего на поверхности алюминиевого электрода в растворе соли:



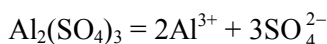
$n$  – число электронов, участвующих в электродном процессе.

Для данной реакции  $n$  равно заряду иона алюминия  $\text{Al}^{3+}$  ( $n = 3$ ).  
Рассчитываем концентрацию ионов алюминия в растворе  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ :

$$c_{\text{Al}^{3+}} = c_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \alpha \cdot n_{\text{Al}^{3+}}.$$

Разбавленный раствор  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  – сильный электролит.

Следовательно,  $\alpha = 1$ . По уравнению диссоциации  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .



число ионов  $\text{Al}^{3+}$ , образующихся при диссоциации одной молекулы  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , равно 2.

Следовательно,  $n_{\text{Al}^{3+}} = 2$ .

Тогда  $c_{\text{Al}^{3+}} = 5 \cdot 10^{-4} \cdot 1 \cdot 2 = 10^{-3}$  моль/л.

Рассчитываем электродный потенциал алюминиевого электрода:

$$\varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1,67 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-3} = -1,73 \text{ В.}$$

Ответ:  $\varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1,73 \text{ В.}$

**б) Потенциал цинкового электрода, погруженного в раствор своей соли, равен  $-0,75 \text{ В}$ . Вычислить концентрацию ионов цинка в растворе.**

Дано: Металл – Zn $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,75 \text{ В}$
$c_{\text{Zn}^{2+}} - ?$

Решение  
Электродный потенциал цинка рассчитываем по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg c_{\text{Zn}^{2+}}.$$

Откуда:

$$\lg c_{\text{Zn}^{2+}} = \frac{(\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0) \cdot n}{0,059}$$

По табл. 11.1 определяем стандартный электродный потенциал цинка:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = 0,76 \text{ В, } n - \text{ равно заряду иона цинка } \text{Zn}^{2+} (n = 2).$$

Тогда

$$\lg c_{\text{Zn}^{2+}} = \frac{[-0,75 - (-0,76)] \cdot 2}{0,059} = 0,338.$$

$$c_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{0,338} \text{ моль/л} = 2,18 \text{ моль/л}$$

Ответ:  $c_{\text{Zn}^{2+}} = 2,18 \text{ моль/л.}$

**2. Составить две схемы гальванических элементов (ГЭ), в одной из которых олово служило бы анодом, в другой – катодом. Для одной из них написать уравнения электродных процессов и суммарной токообразующей реакции. Вычислить значение стандартного напряжения ГЭ.**

## Решение

В гальваническом элементе анодом является более активный металл с меньшим алгебраическим значением электродного потенциала, катодом – менее активный металл с большим алгебраическим значением электродного потенциала.

По табл. 11.1 находим  $\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В}$ .

а) Олово является анодом ГЭ.

В качестве катода можно выбрать любой металл с  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 > \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0$ .

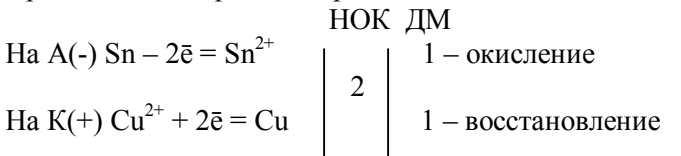
Выбираем медь  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}$ . В паре Sn–Cu олово будет являться анодом ГЭ, медь – катодом. Составляем схему ГЭ:



или



Уравнения электродных процессов:



$\text{Sn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Sn}^{2+} + \text{Cu}$  – суммарное ионно-молекулярное уравнение токообразующей реакции;

$\text{Sn} + \text{CuSO}_4 = \text{SnSO}_4 + \text{Cu}$  – суммарное молекулярное уравнение токообразующей реакции.

Рассчитываем стандартное напряжение ГЭ:

$$\varepsilon^0 = \varphi_{\text{К}}^0 - \varphi_{\text{А}}^0 = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = +0,34 - (-0,14) = 0,48 \text{ В}.$$

б) Олово является катодом ГЭ.

В качестве анода ГЭ можно выбрать любой металл с  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 < \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0$ , кроме щелочных и щелочноземельных металлов, так как они реагируют с водой.

Выбираем магний  $\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,37 \text{ В}$ .

В паре Mg–Sn магний является анодом, олово – катодом.

Составляем схему ГЭ:



или



**3. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при контакте железа с цинком:**

**а) в атмосферных условиях ( $\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ );**

**б) кислой среде ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ );**

**в) кислой среде в присутствии кислорода ( $\text{HCl} + \text{O}_2$ ).**

**Написать уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии.**

Решение

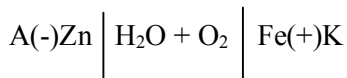
По табл. 11.1 находим значение стандартных электродных потенциалов железа (II) и цинка:

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44\text{В}, \quad \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76\text{В}.$$

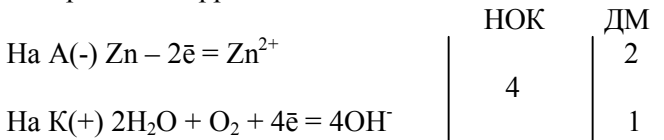
Так как  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 < \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0$ , то анодом коррозионного гальванического элемента будет являться цинк, катодом – железо.

**а) Коррозия в атмосферных условиях ( $\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ).**

Составляем схему коррозионного ГЭ:



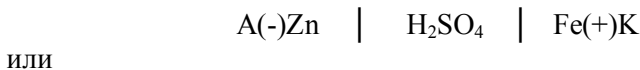
Составляем уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии:



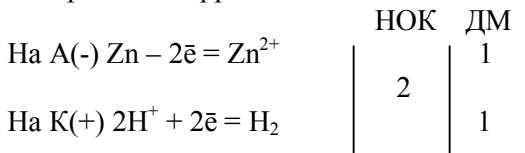
$2\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 2\text{Zn}(\text{OH})_2$  – суммарное молекулярное уравнение процесса коррозии.



б) Коррозия в кислой среде ( $H_2SO_4$ ).  
Составляем схему коррозионного ГЭ:



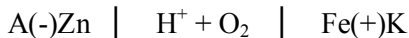
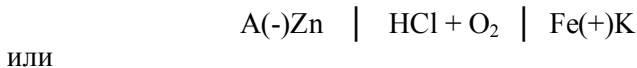
Составляем уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии:



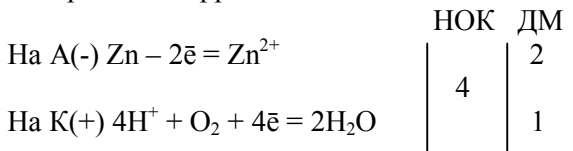
$Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2$  – суммарное ионно-молекулярное уравнение процесса коррозии.

$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$  – суммарное молекулярное уравнение процесса коррозии.

в) Коррозия в кислой среде в присутствии кислорода ( $HCl + O_2$ ).  
Составляем схему коррозионного ГЭ:



Составляем уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии:



$2Zn + 4H^+ + O_2 = 2Zn^{2+} + 2H_2O$  – суммарное ионно-молекулярное уравнение процесса коррозии.

$2Zn + 4HCl + O_2 = 2ZnCl_2 + 2H_2O$  – суммарное молекулярное уравнение процесса коррозии.

Во всех случаях коррозионному разрушению будет подвергаться более активный металл – цинк.

## УРОВЕНЬ С

1. Составить схему гальванического элемента (ГЭ), образованного цинковым электродом, погруженным в 1 М раствор хлорида цинка, и хромовым электродом, погруженным в  $1 \cdot 10^{-3}$  М раствор хлорида хрома (III). Рассчитать напряжение ГЭ, написать уравнения электродных процессов и суммарной токообразующей реакции.

Дано:
$c_{\text{ZnCl}_2} = 1 \text{ М}$
$c_{\text{CrCl}_3} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ М}$
$\varepsilon - ?$

### Решение

Для составления схемы ГЭ необходимо знать величины электродных потенциалов металлов – цинка и хрома.

По табл. 11.1 определяем стандартные электродные потенциалы металлов:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^0 = -0,74 \text{ В}.$$

Хлорид цинка диссоциирует по уравнению:



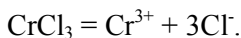
$$c_{\text{Zn}^{2+}} = c_{\text{ZnCl}_2} \cdot \alpha \cdot n_{\text{Zn}^{2+}} = 1 \cdot 1 \cdot 1 = 1 \text{ моль/л},$$

$\alpha = 1$  ( $\text{ZnCl}_2$  – сильный электролит),  $n_{\text{Zn}^{2+}} = 1$ .

Рассчитываем электродный потенциал цинка по уравнению Нерста:

$$\begin{aligned} \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} &= \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg c_{\text{Zn}^{2+}} = \\ &= -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 1 = -0,76 \text{ В}. \end{aligned}$$

Хлорид хрома (III) диссоциирует по уравнению



$$c_{\text{Cr}^{3+}} = c_{\text{CrCl}_3} \cdot \alpha \cdot n_{\text{Cr}^{3+}} = 10^{-3} \cdot 1 \cdot 1 = 10^{-3} \text{ моль/л,}$$

$\alpha = 1$  ( $\text{CrCl}_3$  – сильный электролит),  $n_{\text{Cr}^{3+}} = 1$ .

Рассчитываем электродный потенциал хрома:

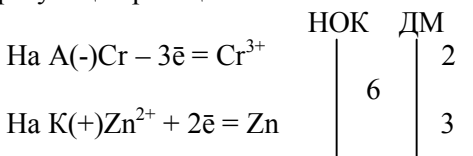
$$\varphi_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = \varphi_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg c_{\text{Cr}^{3+}} = -0,74 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-3} = -0,80 \text{ В.}$$

Так как  $\varphi_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} < \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$ , то в ГЭ анодом будет являться хром, катодом – цинк.

Составляем схему ГЭ:



Составляем уравнения электродных процессов и суммарной токообразующей реакции:



$2\text{Cr} + 3\text{Zn}^{2+} = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Zn}$  – суммарное ионно-молекулярное уравнение токообразующей реакции.

$2\text{Cr} + 3\text{ZnCl}_2 = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Zn}$  – суммарное молекулярное уравнение токообразующей реакции.

Рассчитываем напряжение ГЭ:

$$\varepsilon = \varphi_{\text{K}} - \varphi_{\text{A}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - \varphi_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0,76 - (-0,80) = 0,04 \text{ В.}$$

Ответ:  $\varepsilon = 0,04 \text{ В.}$

**2. Составить схему ГЭ, в котором протекает химическая реакция  $\text{Fe} + \text{Ni}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Ni}$ . Написать уравнения электродных процессов. На основании стандартных значений энергий Гиббса образования ионов  $\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, Me}^{n+})$  рассчитать стандартное напряжение ГЭ и константу равновесия реакции при 298 К.**

$$\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, Ni}^{2+}) = -64,4 \text{ кДж/моль;}$$

$$\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, Fe}^{2+}) = -84,94 \text{ кДж/моль.}$$

Дано:

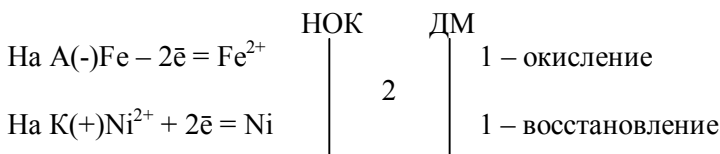
$$\begin{aligned}\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}, \text{Ni}^{2+}) &= -64,4 \text{ кДж/моль} \\ \Delta_r G^\circ(298 \text{ K}, \text{Fe}^{2+}) &= -84,94 \text{ кДж/моль} \\ T &= 298 \text{ K}\end{aligned}$$

$$\varepsilon^0 - ?$$

$$K_c - ?$$

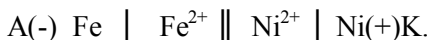
Решение:

На основании реакции, приведенной в условии задачи, составляем уравнения электродных процессов:



Анодом ГЭ является электрод, на котором происходит процесс окисления, катодом – электрод, на котором происходит процесс восстановления. Тогда в рассматриваемом ГЭ анодом будет являться железо, катодом – никель.

Составляем схему ГЭ:



Рассчитываем стандартное напряжение ГЭ:

$$\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) = -z \cdot F \cdot \varepsilon^\circ,$$

$$\begin{aligned}\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) &= \Delta_r G^\circ(298 \text{ K}, \text{Fe}^{2+}) - \Delta_r G^\circ(298 \text{ K}, \text{Ni}^{2+}) = \\ &= -84,94 - (-64,4) = -20,54 \text{ кДж},\end{aligned}$$

$$\varepsilon^0 = -\frac{\Delta_r G^\circ(298 \text{ K})}{z \cdot F} = -\frac{(-20,54) \cdot 10^3}{2 \cdot 96500} = 0,106 \text{ В.}$$

$z = 2$ ,  $F = 96500 \text{ Кл/моль}$ .

Рассчитываем константу равновесия токообразующей реакции ( $K_c$ ):

$$\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) = -2,303 \cdot R \cdot T \cdot \lg K_c;$$

$$\lg K_c = -\frac{\Delta_r G^\circ(298 \text{ K})}{2,303 \cdot R \cdot T} = -\frac{(-20,54) \cdot 10^3}{2,303 \cdot 8,314 \cdot 298} = 3,6.$$

$$K_c = 10^{3,6} = 3981.$$

Ответ:  $\varepsilon^0 = 0,106 \text{ В}$ ,  $K_c = 3981$ .

3. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте железной пластинки площадью  $20 \text{ см}^2$  с никелевой в растворе соляной кислоты  $\text{HCl}$ . Написать уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии.

а) Вычислить объемный и весовой показатели коррозии, если за 40 минут в процессе коррозии выделилось  $0,5 \text{ см}^3$  газа (н.у.).

б) Вычислить весовой и глубинный показатели коррозии, если за 120 минут потеря массы железной пластинки составила  $3,7 \cdot 10^{-3} \text{ г}$ . Плотность железа равна  $7,9 \text{ г/см}^3$ .

Решение

По табл. 11.1 находим значения стандартных электродных потенциалов железа (II) и никеля (II):

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В}.$$

Так как  $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 < \varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0$ , то анодом коррозионного ГЭ будет являться железо, катодом – никель.

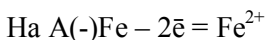
Составим схему коррозионного ГЭ:



или



Составляем уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии:



$\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$  – суммарное ионно-молекулярное уравнение процесса коррозии.

$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$  – суммарное молекулярное уравнение процесса коррозии.

а) Рассчитываем объемный показатель коррозии  $K_V$  по формуле

Дано: $\tau = 40$ мин $V_{(\text{газа})} = 0,5 \text{ см}^3$ $S = 20 \text{ см}^2$
$K_V - ?$ $K_m - ?$

$$K_V = \frac{V_{(\text{газа})}}{S \cdot \tau}, \text{ см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{ч.}$$

При расчете  $K_V$  принимаем:  $S - \text{м}^2$ ,  $\tau - \text{час}$ ,  
 $V_{(\text{газа})} - \text{см}^3$ .

Из уравнения суммарной реакции процесса коррозии следует, что при коррозии выделяется водород.

Следовательно,  $V_{(\text{газа})} = V_{(\text{H}_2)}$ .

Тогда

$$K_V = \frac{V_{\text{H}_2}}{S \cdot \tau} = \frac{0,5}{20 \cdot 10^{-4} \cdot 40 / 60} = 375 \text{ см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{ч.}$$

$10^{-4}$  – коэффициент пересчета, сантиметров квадратных в метры квадратные.

Рассчитываем весовой показатель коррозии  $K_m$  по формуле

$$K_m = K_V \cdot \frac{M_{\text{ЭК}}(\text{Me})}{V_{M_{\text{ЭК}}(\text{газа})}}, \text{ г}/\text{м}^2 \cdot \text{ч.}$$

В процессе коррозии разрушению подвергается железо и выделяется водород.

Следовательно:

$$M_{\text{ЭК}}(\text{Me}) = M_{\text{ЭК}}(\text{Fe}) = \frac{M_{\text{Fe}}}{n} = \frac{56}{2} = 28 \text{ г}/\text{моль},$$

$$V_{M_{\text{ЭК}}(\text{газа})} = V_{M_{\text{ЭК}}(\text{H})} = 11200 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

$$K_m = K_V \cdot \frac{M_{\text{ЭК}}(\text{Fe})}{V_{M_{\text{ЭК}}(\text{H})}} = 375 \cdot \frac{28}{11200} = 0,94 \text{ г}/\text{м}^2 \cdot \text{ч.}$$

Ответ:  $K_V = 375 \text{ см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{ч}$ ,  $K_m = 0,94 \text{ г}/\text{м}^2 \cdot \text{ч}$ .

б) Рассчитываем весовой показатель коррозии  $K_m$  по формуле

Дано: $\tau = 120$ мин $\Delta m_{Me} = 3,7 \cdot 10^{-3}$ г. $S = 20$ см <sup>2</sup> $\rho_{Fe} = 7,9$ г/см <sup>3</sup>
$K_m - ?$
$\Pi - ?$

$$K_m = \frac{\Delta m_{Me}}{S \cdot \tau}, \text{ г/м}^2 \cdot \text{ч.}$$

Коррозии подвергается железо.  
Тогда потеря массы металла

$$\Delta m_{Me} = \Delta m_{Fe}.$$

При расчете  $K_m$  принимаем  $\Delta m_{Me}$  – г;  $S$  – м<sup>2</sup>,  $\tau$  – ч.

Тогда

$$K_m = \frac{\Delta m_{Fe}}{S \cdot \tau} = \frac{3,7 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-4} \cdot 120 / 60} = 0,925 \text{ г/м}^2 \cdot \text{ч.}$$

Рассчитываем глубинный показатель коррозии по формуле

$$\Pi = K_m \frac{8,76}{\rho_{Me}} = 0,925 \cdot \frac{8,76}{7,9} = 1,03 \text{ мм/год.}$$

Ответ:  $K_m = 0,925$  г/м<sup>2</sup>·час,  $\Pi = 1,03$  мм/год.

## 11. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ

Таблица 11.1

Процессы, протекающие на катоде при электролизе водных растворов

$\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$ , В	Катионы в водном растворе	Зоны	Процессы на катоде
1	2	3	4
-3,02	Li <sup>+</sup>	I	Катионы металлов на катоде не восстанавливаются, а концентрируются в околокатодном пространстве (катодите). На катоде восстанавливаются только молекулы воды:  $2H_2O + 2\bar{e} = 2OH^- + H_2$
-2,99	Rb <sup>+</sup>		
-2,93	Cs <sup>+</sup>		
-2,92	K <sup>+</sup>		
-2,90	Ba <sup>2+</sup>		
-2,89	Sr <sup>2+</sup>		
-2,87	Ca <sup>2+</sup>		
-2,71	Na <sup>+</sup>		
-2,34	Mg <sup>2+</sup>		
-1,67	Al <sup>3+</sup>		

Окончание табл. 11.1

1	2	3	4
-1,05 -0,76 -0,74 -0,44 -0,40 -0,28 -0,26 -0,14 -0,13	Mn <sup>2+</sup> Zn <sup>2+</sup> Cr <sup>3+</sup> Fe <sup>2+</sup> Cd <sup>2+</sup> Co <sup>2+</sup> Ni <sup>2+</sup> Sn <sup>2+</sup> Pb <sup>2+</sup>	II	На катоде параллельно протекают два процесса:  $Me^{n+} + n\bar{e} = Me$ $2H_2O + 2\bar{e} = 2OH^- + H_2$
<b>0,00</b>	<b>H<sup>+</sup></b>		При электролизе кислоты  $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$
+0,20 +0,23 +0,34 +0,80 +0,83 +0,85 +1,20	Sb <sup>3+</sup> Bi <sup>3+</sup> Cu <sup>2+</sup> Ag <sup>+</sup> Pd <sup>2+</sup> Hg <sup>2+</sup> Pt <sup>2+</sup>	III	Восстанавливаются только ионы металлов  $Me^{n+} + n\bar{e} = Me$

Таблица 11.2

Последовательность окисления анионов  
на инертном аноде в водном растворе

Очередность окисления анионов	Процессы окисления на аноде
1	Окисляются анионы бескислородных кислот (Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , J <sup>-</sup> , S <sup>2-</sup> и др.) Например: $2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2$
2	Окисляются OH <sup>-</sup> ионы $4OH^- - 4\bar{e} = O_2 + 2H_2O$
3	Если в водном растворе присутствуют анионы кислородсодержащих кислот (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> и др.), то они на аноде не окисляются, а концентрируются в околоанодном пространстве (анодите). На аноде окисляются только молекулы воды: $2H_2O - 4e = O_2 + 4H^+$

Пр и м е ч а н и е. Если анод изготовлен из металлов II или III зоны (растворимый анод), то при электролизе протекает только процесс его растворения  $Me^0 - n\bar{e} = Me^{n+}$



## УРОВЕНЬ А

**1. В какой последовательности при стандартных условиях из раствора будут восстанавливаться  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  с одинаковой концентрацией, если напряжение внешнего источника тока достаточно для выделения любого металла?**

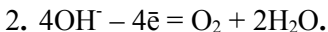
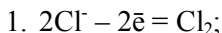
Ответ: последовательность восстановления ионов металлов из раствора будет определяться величиной их стандартного электродного потенциала ( $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ ). Ионы металлов будут восстанавливаться в порядке уменьшения величины их стандартного электродного потенциала (см. табл. 11.1).

Металл	Ag	Cu	Fe	Zn
$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ , В	+ 0,8	+ 0,34	– 0,44	– 0,76

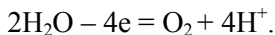


**2. Написать последовательность процессов, протекающих на инертном аноде при электролизе раствора, содержащего следующие вещества:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ .**

Ответ: последовательность окисления анионов на инертном аноде определена в табл. 11.2. Поэтому последовательность процессов на аноде будет следующая:



3. Анион  $\text{SO}_4^{2-}$  будет концентрироваться в анолите. На аноде будет протекать процесс



**3. Написать уравнение объединенного закона Фарадея для определения массы (объема) вещества, выделяющегося на электродах при электролизе.**

Ответ:  $m_{\text{в}} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{В}) \cdot I \cdot \tau}{F}$ ,  $V_{\text{о(газ)}} = \frac{V_{M_{\text{эк}}(\text{газ})} \cdot I \cdot \tau}{F}$ .

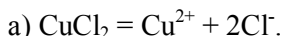
## УРОВЕНЬ В

**1. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов водных растворов солей (анод инертный): а) хлорида меди (II); б) гидроксида натрия.**

**Какие продукты выделяются на катоде и аноде?**

Дано: а) $\text{CuCl}_2$ , б) $\text{NaOH}$ . Анод инертный
1. Схема электролиза – ? 2. Продукты электролиза – ?

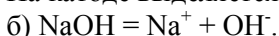
Решение



Схему электролиза составляем в соответствии с табл. 11.1 и 11.2:



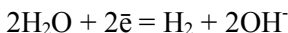
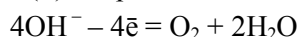
На катоде выделяется  $\text{Cu}$ , на аноде –  $\text{Cl}_2$ .



К(-)

А(+)

$\text{Na}^+$



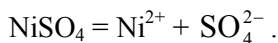
На катоде выделяется  $\text{H}_2$ , на аноде –  $\text{O}_2$ .

**2. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов водного раствора сульфата никеля (II), если: а) анод инертный; б) анод никелевый. Какие продукты выделяются на катоде и аноде?**

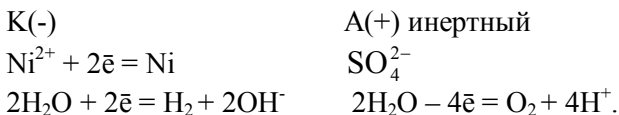
Дано: $\text{NiSO}_4$ а) анод инертный б) анод никелевый
1. Схема электролиза – ? 2. Продукты электролиза – ?

Решение

а) анод – инертный

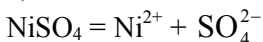


Схему электролиза составляем в соответствии с табл. 11.1. и 11.2:



На катоде выделяется Ni и H<sub>2</sub>, на аноде выделяется O<sub>2</sub>.

б) анод – никелевый:



На катоде выделяется Ni и H<sub>2</sub>, на аноде растворяется Ni.

**3. При электролизе растворов а) нитрата кальция, б) нитрата серебра на аноде выделяется 560 мл газа (н.у.). Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Определить, какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде. Анод инертный.**

Дано:	Решение		
Электролиты:			
а) Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	а) Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> = Ca <sup>2+</sup> + 2 NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> .		
б) AgNO <sub>3</sub>	Схема электролиза:		
V <sub>о(В<sub>1</sub>)</sub> анод = 560 см <sup>3</sup>	K(-)	A(+)	инертный
Анод инертный	Ca <sup>2+</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
1. Схема электролиза – ?	2H <sub>2</sub> O + 2ē =	2H <sub>2</sub> O - 4ē =	
2. m <sub>B<sub>2</sub></sub> – ?	= H <sub>2</sub> + 2OH <sup>-</sup>	= O <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup>	
3. V <sub>(B<sub>2</sub>)</sub> – ?			
4. V <sub>о(B<sub>2</sub>)</sub> – ?			

На катоде выделяется H<sub>2</sub>, на аноде выделяется O<sub>2</sub>.

По закону эквивалентов:

$$n_{\text{эк}}(\text{B}_1)(\text{анод}) = n_{\text{эк}}(\text{B}_2)(\text{катод})$$

В соответствии со схемой электролиза

$$n_{\text{эк}}(\text{O}_2)(\text{анод}) = n_{\text{эк}}(\text{H}_2)(\text{катод}) \quad \text{или} \quad \frac{V_{0(\text{O}_2)}}{V_{\text{M}_{\text{эк}}(\text{O})}} = \frac{V_{0(\text{H}_2)}}{V_{\text{M}_{\text{эк}}(\text{H})}},$$

откуда

$$V_{\text{O}(\text{H}_2)} = \frac{V_{\text{O}(\text{O}_2)} \cdot V_{M_{\text{ЭК}}(\text{H})}}{V_{M_{\text{ЭК}}(\text{O})}} = \frac{560 \cdot 11200}{5600} = 1120 \text{ см}^3,$$

$$V_{M_{\text{ЭК}}(\text{H})} = 11200 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

$$V_{M_{\text{ЭК}}(\text{O})} = 5600 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

На катоде выделилось  $1120 \text{ см}^3$  водорода.

Ответ:  $1120 \text{ см}^3$  водорода.

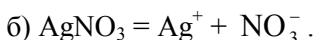
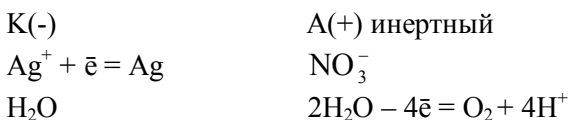


Схема электролиза:



На катоде выделяется Ag, на аноде выделяется  $\text{O}_2$ .

По закону эквивалентов:  $n_{\text{ЭК}}(\text{O}_2)(\text{анод}) = n_{\text{ЭК}}(\text{Ag})(\text{катод})$  или

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{ЭК}}(\text{Ag})} = \frac{V_{\text{O}(\text{O}_2)}}{V_{M_{\text{ЭК}}(\text{O})}},$$

Откуда 
$$m_{\text{Ag}} = \frac{M_{\text{ЭК}}(\text{Ag}) \cdot V_{\text{O}(\text{O}_2)}}{V_{M_{\text{ЭК}}(\text{O})}} = \frac{108 \cdot 560}{5600} = 10,8 \text{ г}.$$

где  $M_{\text{ЭК}}(\text{Ag}) = \frac{108}{1} = 108 \text{ г/моль}.$

На катоде выделилось  $10,8 \text{ г}$  серебра.

Ответ:  $10,8 \text{ г}$  серебра.

## УРОВЕНЬ С

1. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов водного раствора сульфата калия (анод инертный). Определить, какие вещества и в каком количестве выделяются на катоде и аноде, если проводить электролиз в течение четырех часов при силе тока 2 А. Температура 298 К, давление 99 кПа.

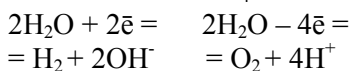
Дано: Электролит: $K_2SO_4$ $\tau = 4$ ч $T = 298$ К $I = 2$ А $P = 99$ кПа Анод инертный
1. Схема электролиза – ? 2. $V_{(B_1)}$ (катод) – ? 3. $V_{(B_2)}$ (анод) – ?

Решение



Схема электролиза:

K(-)                      A(+) (инертный)



На катоде выделяется  $H_2$ , на аноде –  $O_2$ .

По закону Фарадея объемы водорода и кислорода, выделившиеся при (н.у.):

$$V_{O(H_2)} = \frac{V_{M_{\text{эк}}(H)} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{11,2 \cdot 2 \cdot 4}{26,8} = 3,34 \text{ л,}$$

где  $V_{M_{\text{эк}}(H)} = 11,2$  л/моль.

$F = 96500$  Кл/моль, если  $\tau$  – с,

$F = 26,8$  А·ч/моль, если  $\tau$  – ч.

$$V_{O(O_2)} = \frac{V_{M_{\text{эк}}(O)} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{5,6 \cdot 2 \cdot 4}{26,8} = 1,67 \text{ л,}$$

где  $V_{M_{\text{эк}}(O)} = 5,6$  л/моль,                      т.е.  $V_{O(H_2)} = 2V_{O(O_2)}$ .

Объем водорода при заданных условиях

$$\frac{V_{O(H_2)} \cdot P_0}{T_0} = \frac{V_{H_2} \cdot P_{H_2}}{T},$$

откуда

$$V_{\text{H}_2} = \frac{P_0 \cdot T \cdot V_{0(\text{H}_2)}}{T_0 \cdot P_{\text{H}_2}} = \frac{101,325 \cdot 298 \cdot 3,34}{273 \cdot 99} = 3,73 \text{ л.}$$

Объем кислорода при заданных условиях

$$V_{\text{O}_2} = 1/2 V_{\text{H}_2} = 1,87 \text{ л.}$$

Ответ: 3,73 л водорода, 1,87 л кислорода.

**2. Металлическую деталь, площадь поверхности которой равна 100 см<sup>2</sup>, необходимо покрыть слоем электролитически осажденной меди из раствора хлорида меди (II). Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов, если анод медный. Сколько времени должно длиться осаждение при силе тока 8 А и выходе по току 98 %, если толщина покрытия 0,15 мм? Плотность меди 8,9 г/см<sup>3</sup>.**

Дано: Электролит: CuCl <sub>2</sub> S = 100 см <sup>2</sup> h = 0,15 мм I = 8 А ВТ = 98 % ρ <sub>Cu</sub> = 8,9 г/см <sup>3</sup>
Анод медный Схема электролиза – ? Время электролиза τ – ?

Решение

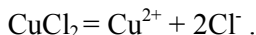
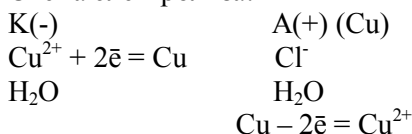


Схема электролиза:



На катоде выделяется Cu, на аноде растворяется Cu.

$$\text{ВТ} = \frac{m_{\text{Cu(факт)}}}{m_{\text{Cu(теор)}} .}$$

По закону Фарадея с учетом выхода по току (ВТ) масса меди, фактически выделившейся на катоде:

$$m_{\text{Cu(факт)}} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Cu}) \cdot I \cdot \tau}{F} \cdot \text{ВТ}.$$

Масса меди, необходимая для получения медного покрытия:

$$m_{\text{Cu(факт)}} = S \cdot h \cdot \rho, \text{ г},$$

где  $S$  – см<sup>2</sup>,  $h$  – см,  $\rho$  – г/см<sup>3</sup>.

$$S \cdot h \cdot \rho_{\text{Cu}} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Cu}) \cdot I \cdot \tau}{F} \cdot \text{ВТ},$$

откуда

$$\tau = \frac{S \cdot h \cdot \rho \cdot F}{M_{\text{эк}}(\text{Cu}) \cdot I \cdot \text{ВТ}} = \frac{100 \cdot 0,15 \cdot 10^{-1} \cdot 8,9 \cdot 26,8}{32 \cdot 8 \cdot 0,98} = 1,43 \text{ часа},$$

где  $M_{\text{эк}}(\text{Cu}) = \frac{M_{\text{Cu}}}{2} = \frac{64}{2} = 32 \text{ г/моль}.$

$$F = 26,8 \text{ А} \cdot \text{ч/моль},$$

$10^{-1}$  – коэффициент пересчета миллиметров в сантиметры.

Ответ: 1,43 часа.

**3. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора нитрата серебра, если для выделения всего серебра из 75 см<sup>3</sup> этого раствора потребовалось пропустить ток силой 4А в течение 25 минут. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный. Выход по току серебра 100 %.**

Дано:

Электролит:  $\text{AgNO}_3$

$I = 4 \text{ А}$

$V_{\text{р-ра}} = 75 \text{ см}^3$

$\tau = 25 \text{ мин}$

Анод инертный

Схема электролиза – ?

$c_{\text{эк}}(\text{AgNO}_3) - ?$

Решение

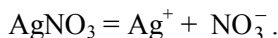
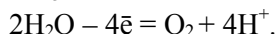
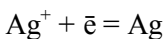


Схема электролиза:

К(-)

А(+ инертный)



На катоде выделяется  $\text{Ag}$ , на аноде –  $\text{O}_2$ .

Молярная концентрация эквивалента раствора  $\text{AgNO}_3$ :

$$c_{\text{эк}}(\text{AgNO}_3) = \frac{n_{\text{эк}}(\text{AgNO}_3)}{V_{\text{р-ра}}}.$$

По закону эквивалентов

$$n_{\text{эк}}(\text{AgNO}_3) = n_{\text{эк}}(\text{Ag}), \quad n_{\text{эк}}(\text{Ag}) = \frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{эк}}(\text{Ag})},$$

где  $m_{\text{Ag}}$  – масса серебра, выделившегося при электролизе с учетом 100 % выхода по току:

$$m_{\text{Ag}} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Ag}) \cdot I \cdot \tau}{F},$$

откуда

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{эк}}(\text{Ag})} = \frac{I \cdot \tau}{F},$$

тогда

$$n_{\text{эк}}(\text{AgNO}_3) = n_{\text{эк}}(\text{Ag}) = \frac{I \cdot \tau}{F}.$$

Молярная концентрация эквивалента раствора  $\text{AgNO}_3$

$$c_{\text{эк}}(\text{AgNO}_3) = \frac{I \cdot \tau}{F \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{4 \cdot 25 \cdot 60}{96500 \cdot 75 \cdot 10^{-3}} = 0,83 \text{ моль/л},$$

где  $\tau$  – с,  $F = 96500$  Кл/моль,  $V_{\text{р-ра}}$  – л;

60 – коэффициент пересчета минут в секунды.

$10^{-3}$  – коэффициент пересчета сантиметров кубических в литры

Ответ:  $c_{\text{эк}}(\text{AgNO}_3) = 0,83$  моль/л.

## 12. ПОЛУЧЕНИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

### УРОВЕНЬ А

1. В приведенном ряду (Cd, Zn, Ni, Ca) расставить металлы в порядке увеличения их восстановительной способности в водном растворе.

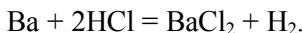
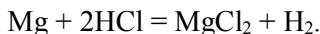


Ответ: восстановительная способность металла тем выше, чем меньше величина его стандартного электродного потенциала (см. табл. 11.1). Поэтому восстановительная способность металлов будет возрастать в ряду

Металл	Ni	Cd	Zn	Ca
$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ , В	- 0,26	- 0,40	- 0,76	- 2,87

**2. Из приведенного ряда (Cu, Ag, Mg, Ba) указать металлы, которые взаимодействуют с хлороводородной кислотой. Написать уравнения реакций.**

Ответ: в соответствии с рядом стандартных электродных потенциалов разбавленные кислоты (кроме  $\text{HNO}_3$ ) взаимодействуют только с металлами, у которых  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 < 0$ . Так как (см. табл. 11.1)  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34$  В,  $\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,8$  В,  $\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,34$  В,  $\varphi_{\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}}^0 = -2,90$  В, то с хлороводородной кислотой взаимодействуют только Mg и Ba.

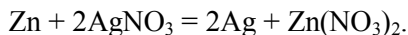


**3. Можно ли получить серебро и магний из водных растворов солей  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  восстановлением цинком при стандартных условиях? Написать уравнение реакции.**

Ответ: в соответствии с рядом стандартных электродных потенциалов металлы, у которых меньшее значение стандартных электродных потенциалов, вытесняют металлы с большим значением стандартных электродных потенциалов из водных растворов их солей. Находим стандартные электродные потенциалы (см. табл. 11.1):

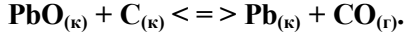
$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,80 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,34 \text{ В}.$$

Так как  $\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 < \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 < \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0$ , то цинк восстанавливает серебро из раствора  $\text{AgNO}_3$ , а магний из раствора  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  цинком не восстанавливается:



## УРОВЕНЬ В

1. Определить температуру, при которой возможен карбо-термический процесс



Дано: Уравнение реакции
$T - ?$

Решение

Приведенный процесс будет возможен, когда относительное давление оксида углерода (II) будет равно т.е.  $P_{\text{CO}} = 1$ .

Поскольку  $K_p = P_{\text{CO}} = 1$ , то температуру, при которой будет соблюдаться это условие, можно определить из уравнения

$$-2,303RT \lg K_p = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}).$$

Так как  $\lg K_p = \lg 1 = 0$ , то  $0 = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K})/1000 - T \Delta_r S^\circ(298 \text{ K})$

Откуда 
$$T = \frac{\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) \cdot 1000}{\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})},$$

где 1000 – коэффициент перевода килоджоулей в джоули.

$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})$  и  $\Delta_r S^\circ(298 \text{ K})$  определим по первому следствию из закона Гесса. Подставим табличные данные в уравнение:

	$\text{PbO}_{(к)}$	+	$\text{C}_{(к)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}_{(к)}$	+	$\text{CO}_{(г)}$
$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K})$	-219,3		0		0		-110,5
кДж/моль							
$S^\circ(298 \text{ K})$	66,1		5,7		64,9		197,5
Дж/моль К ·							

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = -110,5 - (-219,3) = 108,8 \text{ кДж},$$

$$\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = 197,5 + 64,9 - 5,7 - 66,1 = 190,6 \text{ Дж/К}.$$

$$T = \frac{108800}{190,6} = 571 \text{ K}.$$

Ответ: процесс возможен при нагревании с  $T = 571 \text{ K}$ .

**2. Вычислить массовую долю оксида цинка в смеси с цинком, если при взаимодействии 7,27 г смеси с водным раствором щелочи выделилось 1,12 л водорода (н.у.).**

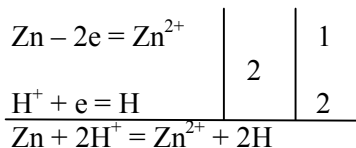
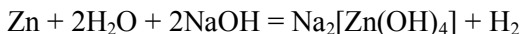
Дано: Смесь Zn и ZnO $m_{\text{смеси}} = 7,27 \text{ г}$ $V_{\text{о}(\text{H}_2)} = 1,12 \text{ л}$
$\omega_{\text{ZnO}} = ?$

Решение

$$\omega_{\text{ZnO}} = \frac{m_{\text{ZnO}}}{m_{\text{смеси}}} 100, \% .$$

$$m_{\text{ZnO}} = m_{\text{смеси}} - m_{\text{Zn}} .$$

Поскольку водород выделяется только при взаимодействии цинка с водным раствором щелочи, то массу цинка определяем из уравнения реакции:



Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{r} 65,4 \text{ г Zn} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 22,4 \text{ л H}_2 \\ m_{\text{Zn}} \quad \quad \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 1,12 \text{ л H}_2, \end{array}$$

где  $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ г/моль}$ .

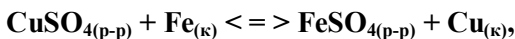
$$m_{\text{Zn}} = \frac{65,4 \cdot 1,12}{22,4} = 3,27 \text{ г} .$$

$$m_{\text{ZnO}} = m_{\text{смеси}} - m_{\text{Zn}} = 7,27 - 3,27 = 4 \text{ г} .$$

$$\omega_{\text{ZnO}} = \frac{m_{\text{ZnO}}}{m_{\text{смеси}}} 100 = \frac{4}{7,27} 100 = 55,02 \% .$$

Ответ:  $\omega_{\text{ZnO}} = 55,02 \% .$

### 3. Рассчитать константу равновесия в реакции цементации



протекающей при стандартных условиях.

Дано:
Уравнение реакции
$K_c - ?$

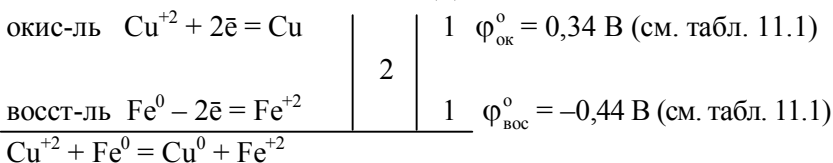
Решение

Записываем реакцию в ионном виде:

$\text{Fe}_{(\text{к})}^0 + \text{Cu}_{(\text{p-p})}^{+2} + \text{SO}_{4(\text{p-p})}^{-2} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{p-p})}^{+2} + \text{SO}_{4(\text{p-p})}^{-2} + \text{Cu}_{(\text{к})}^0$  – полное ионное уравнение.

$\text{Cu}_{(\text{p-p})}^{+2} + \text{Fe}_{(\text{к})}^0 \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{p-p})}^{+2} + \text{Cu}_{(\text{к})}^0$  – сокращенное ионное уравнение

НОК ДМ



$$\varepsilon^0 = \varphi_{\text{ок}}^0 - \varphi_{\text{вос}}^0; \quad \varepsilon^0 = 0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ В.}$$

$$K_c = \frac{[\text{Fe}^{+2}]}{[\text{Cu}^{+2}]}$$

Так как приведенная реакция является окислительно-восстановительной, то

$$K_c = \frac{[\text{Fe}^{+2}]}{[\text{Cu}^{+2}]} = 10^{\frac{n\varepsilon^0}{0,059}},$$

где  $n$  – НОК.

$$K_c = \frac{[\text{Fe}^{+2}]}{[\text{Cu}^{+2}]} = 10^{\frac{2 \cdot 0,78}{0,059}} = 10^{26}$$

Высокое значение  $K_c$  свидетельствует о практически полном смещении равновесия вправо.

Ответ:  $K_c = 10^{26}$

## УРОВЕНЬ С

1. Определить состав смеси (% масс.) карбоната магния и оксида магния, если при прокаливании смеси получено 40 см<sup>3</sup> оксида углерода (IV) (н.у.), а при взаимодействии продукта, полученного после прокаливании, с ортофосфорной кислотой получено 0,8 г ортофосфата магния. Составить уравнения реакций.

Дано: MgO и MgCO <sub>3</sub> $V_{\text{o}(\text{CO}_2)} = 40 \text{ см}^3$ $m_{\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2} = 0,8 \text{ г}$
$\omega_{\text{MgO}} - ?$ $\omega_{\text{MgCO}_3} - ?$

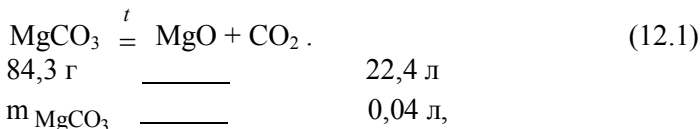
Решение:

$$m_{\text{смеси}} = m_{(\text{MgO})_{\text{исх}}} + m_{\text{MgCO}_3}$$

$$\omega_{\text{MgO}} = \frac{m_{\text{MgO}(\text{исх})}}{m_{\text{смеси}}} 100, \% \text{ мас.}$$

$$\omega_{\text{MgCO}_3} = \frac{m_{\text{MgCO}_3}}{m_{\text{смеси}}} 100, \% \text{ мас.}$$

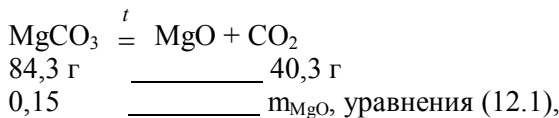
Массу MgCO<sub>3</sub> в смеси определяем используя уравнение реакции, протекающей при прокаливании:



где  $M_{\text{MgCO}_3} = 84,3 \text{ г/моль}$ ,  $V_{\text{o}(\text{CO}_2)} = 0,04 \text{ л}$ ,  
откуда

$$m_{\text{MgCO}_3} = \frac{84,3 \cdot 0,04}{22,4} = 0,15 \text{ г.}$$

Используем уравнение (12.1) также для расчета  $m_{\text{MgO}}$ , полученного по реакции (12.1):

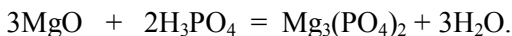


где  $M_{\text{MgO}} = 40,3 \text{ г/моль}$ ,

$$\text{откуда } m_{\text{MgO}}(12.1) = \frac{40,3 \cdot 0,15}{84,3} = 0,07 \text{ г.}$$

После прокаливания смесь состоит только из MgO ( $m_{\text{MgO(общ)}} = m_{\text{MgO}}(12.1) + m_{\text{MgO(исх)}}.$

При взаимодействии продукта, полученного после прокаливания с ортофосфорной кислотой, протекает реакция



Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{r} 3 \cdot 40,3 \text{ г} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 262,9 \text{ г} \\ m_{\text{MgO(общ)}} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 0,8 \text{ г,} \end{array}$$

где  $M_{\text{MgO}} = 40,3 \text{ г/моль}$ ,  $M_{\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2} = 262,9 \text{ г/моль}$ ,

$$\text{откуда } m_{\text{MgO(общ)}} = \frac{3 \cdot 40,3 \cdot 0,8}{262,9} = 0,37 \text{ г.}$$

$$m_{\text{MgO(исх)}} = m_{\text{MgO(общ)}} - m_{\text{MgO}}(12.1) = 0,37 - 0,07 = 0,3 \text{ г.}$$

Таким образом

$$m_{\text{смеси}} = m_{\text{MgO(исх)}} + m_{\text{MgCO}_3} = 0,30 + 0,15 = 0,45 \text{ г.}$$

Состав исходной смеси

$$\omega_{\text{MgO}} = \frac{0,3}{0,45} \cdot 100 = 66,7 \text{ \% мас.}$$

$$\omega_{\text{MgCO}_3} = 100 - 66,7 = 33,3 \text{ \% мас.}$$

**2. Составить схему получения металлического кадмия из 10 г смеси оксидов CdO и ZnO гидрометаллургическим методом. В качестве растворителя оксидов использовать разбавленную серную кислоту. Определить состав смеси (% мас.) и массу полученного кадмия, если в качестве восстановителя CdO использовали CO, а объем образовавшегося CO<sub>2</sub> составляет 300 см<sup>3</sup> (н.у.).**

Дано:

$$m_{\text{CdO} + \text{ZnO}} = 10 \text{ г}$$

$$V_{\text{O}(\text{CO}_2)} = 300 \text{ см}^3$$

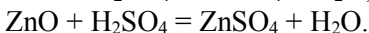
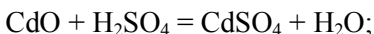
$$\omega_{\text{CdO}} - ? \quad \omega_{\text{ZnO}} - ?$$

$$m_{\text{Cd}} - ?$$

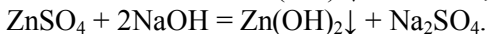
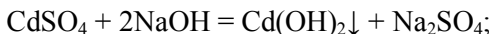
Решение

Составляем схему разделения оксидов и записываем уравнения реакций по стадиям:

1. Растворение оксидов кадмия и цинка в  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



2. Осаждение гидроксидов кадмия и цинка гидроксидом натрия при стехиометрическом соотношении солей и гидроксида натрия:



3. Растворение амфотерного гидроксида цинка в избытке щелочи:



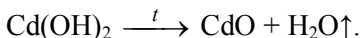
избыток

растворимая соль

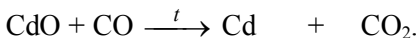
Так как  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  – растворимая соль, то в осадке остается только гидроксид кадмия.

4. Отделение осадка  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  от раствора фильтрацией, промывка, сушка.

5. Разложение осадка  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  при нагревании:



6. Восстановление  $\text{CdO}$  оксидом углерода (II) при нагревании:



$$112,4 \text{ г} \quad \underline{\hspace{1cm}} \quad 22,4 \text{ л}$$

$$m_{\text{Cd}} \quad \underline{\hspace{1cm}} \quad 0,3 \text{ л},$$

где  $m_{\text{Cd}} = 112,4 \text{ г/моль}$ ,

откуда

$$m_{\text{Cd}} = \frac{112,4 \cdot 0,3}{22,4} = 1,5 \text{ г}.$$

Определяем содержание CdO в смеси:

$$\begin{array}{r} \text{CdO} \quad \underline{\hspace{1cm}} \quad \text{Cd} \\ 128,4\text{г} \quad \underline{\hspace{1cm}} \quad 112,4\text{ г} \\ m_{\text{CdO}} \quad \underline{\hspace{1cm}} \quad 1,5\text{ г}, \end{array}$$

где  $M_{\text{CdO}} = 128,4$  г/моль,

$$\text{откуда } m_{\text{CdO}} = \frac{128,4 \cdot 1,5}{112,4} = 1,71\text{ г.}$$

Определяем

$$\omega_{\text{CdO}} = \frac{m_{\text{CdO}}}{m_{\text{смеси}}} \cdot 100 = \frac{1,71}{10} \cdot 100 = 17,1\%.$$

$$\omega_{\text{ZnO}} = 100 - 17,1 = 82,9\%.$$

Ответ:  $\omega_{\text{ZnO}} = 82,9\%$ ,  $\omega_{\text{CdO}} = 17,1\%$ ;  $m_{\text{Cd}} = 1,5$  г.

**3. При растворении 0,5 г алюминиевой бронзы, состоящей из меди и алюминия, в хлороводородной кислоте выделилось 43,56 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 (% мас.).**

Дано:

$$m_{\text{бронзы}} = 0,5\text{ г}$$

HCl – растворитель

$$V_{\text{H}_2} = 43,56\text{ см}^3$$

$$T = 300\text{ К}$$

$$P = 740\text{ мм рт. ст.}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 26,74\text{ мм рт. ст.}$$

$$\omega_{\text{Cu}} - ?$$

$$\omega_{\text{Al}} - ?$$

Решение

В соответствии со следствием из ряда стандартных электродных потенциалов металлов в хлороводородной кислоте могут растворяться только те металлы, у которых

$$\varphi^{\circ}_{\text{Me}^{+n}/\text{Me}} < 0.$$

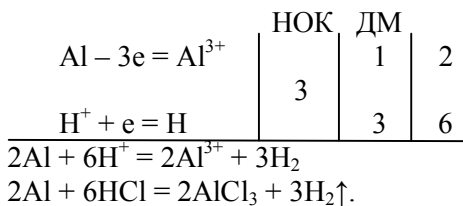
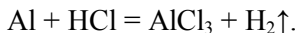


Определяем стандартные электродные потенциалы:

$$\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}, \quad \varphi^{\circ}_{\text{Al}^{+3}/\text{Al}} = -1,67 \text{ В}.$$

Следовательно, в хлороводородной кислоте из сплава будет растворяться только алюминий.

Уравнение реакции имеет вид



Массу алюминия в сплаве можно рассчитать по полученному уравнению реакции:

$$2M_{\text{Al}} - 3 \cdot 22400 \text{ см}^3 \text{ H}_2 = m_{\text{Al}} - V_{0(\text{H}_2)}.$$

Откуда

$$m_{\text{Al}} = \frac{2 \cdot M_{\text{Al}} \cdot V_{0(\text{H}_2)}}{3 \cdot 22400}, \quad (12.2)$$

где  $M_{\text{Al}} = 27 \text{ г/моль}$

Объем водорода при н.у.  $V_{0(\text{H}_2)}$  рассчитываем по объединенному уравнению газового состояния:

$$\frac{P_{\text{H}_2} \cdot V_{\text{H}_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_{0(\text{H}_2)}}{T_0}.$$

Откуда

$$V_{0(\text{H}_2)} = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V_{\text{H}_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0} \\ = \frac{(P - P_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot V_{\text{H}_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0} = \frac{(740 - 26,74) \cdot 43,56 \cdot 273}{300 \cdot 760} = 37,2 \text{ см}^3.$$

где  $P_{\text{H}_2} = P - P_{(\text{H}_2\text{O})}$ .

Подставляя величину  $V_{0(\text{H}_2)}$  в формулу (12.2), получаем

$$m_{\text{Al}} = \frac{2 \cdot M_{\text{Al}} \cdot V_{0(\text{H}_2)}}{3 \cdot 22400} = \frac{2 \cdot 27 \cdot 37,2}{3 \cdot 22400} = 0,03 \text{ г}.$$

Рассчитываем содержание металлов в сплаве:

$$\omega_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{спл}}} \cdot 100 = \frac{0,03}{0,5} \cdot 100 = 6 \% \text{ мас.}$$

$$\omega_{\text{Cu}} = 100 - \omega_{\text{Al}} = 100 - 6 = 94 \% \text{ мас.}$$

Ответ:  $\omega_{\text{Al}} = 6 \% \text{ мас.}$ ,  $\omega_{\text{Cu}} = 94 \% \text{ мас.}$

## 13. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

### УРОВЕНЬ А

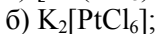
**1. Назвать следующие комплексные соединения:  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $[\text{PtCl}_3(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}$ ;  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$ .**

Ответ:

- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – гексацианоферрат (III) калия.
- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]\text{Cl}$  – хлорид трихлоротриамминплатины (IV).
- $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$  – тринитротриамминкобальт.

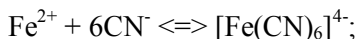
2. Написать формулы следующих химических соединений:  
 сульфат тетрааминмеди (II), гексахлороплатинат (IV) калия,  
 тетрахлоораминакваплатина.

Ответ:

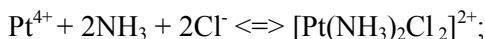


3. Записать выражение константы устойчивости комплексных ионов  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^{2+}$ .

Ответ:



$$\beta_n = \frac{[\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}]}{[\text{Fe}^{2+}][\text{CN}^-]^6}.$$



$$\beta_n = \frac{[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2^{2+}]}{[\text{Pt}^{4+}][\text{NH}_3]^2[\text{Cl}^-]^2}.$$

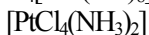
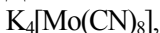
## УРОВЕНЬ В

1. Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в каждом из соединений



Написать уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

Дано:



Заряд комплексного иона – ?

$\text{Me}^{n+}$  – ?

кч – ?

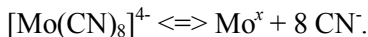
Решение:

Диссоциация комплексных соединений протекает с отщеплением ионов внешней сферы по типу диссоциации сильных электролитов:

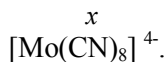


Заряд комплексного иона  $[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4-}$  равен суммарному заряду ионов внешней сферы, но противоположен ему по знаку.

Вторичная диссоциация комплексного иона обратима и протекает по типу диссоциации слабого электролита:



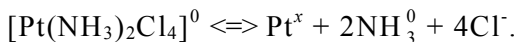
Степень окисления комплексообразователя ( $x$ ) определяется по заряду комплексного иона:



$x + 8 \cdot (-1) = -4$ , откуда  $x = +4$ , т.е. заряд комплексообразователя  $\text{Mo}^{4+}$ .

Координационное число комплексообразователя ( $\text{Mo}^{4+}$ ) равно суммарному числу лигандов ( $\text{CN}^-$ ), окружающих комплексообразователь, т.е.  $\text{кч}_{\text{Mo}^{4+}} = 8$ .

Так как соединение  $[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]$  не содержит внешней сферы, то его заряд равен нулю (неэлектролит) и для него наблюдается только вторичная диссоциация:



$$x + 2 \cdot 0 + 4 \cdot (-1) = 0, \quad x = +4,$$

т.е. заряд комплексообразователя  $\text{Pt}^{4+}$ , а  $\text{кч}_{\text{Pt}^{4+}} = 6$ .

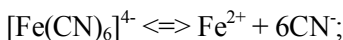
Ответ:  $[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4-}$ ,  $[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]^0$ ;  $\text{Mo}^{4+}$ ,  $\text{Pt}^{4+}$ ;  $\text{кч}_{\text{Mo}^{4+}} = 8$ ;  $\text{кч}_{\text{Pt}^{4+}} = 6$ .

**2. Константы нестойкости комплексных ионов  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  и  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  соответственно равны  $1 \cdot 10^{-37}$  и  $1 \cdot 10^{-44}$ . Написать выражения констант нестойкости этих ионов и рассчитать константы их устойчивости. Какой из комплексных ионов является более прочным?**

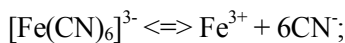
Дано: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
$\beta_{n([\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-})} - ?$
$\beta_{n([\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-})} - ?$

Решение

Диссоциация комплексных ионов – процесс обратимый и количественно характеризуется константами нестойкости.

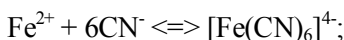


$$K_H = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{CN}^-]^6}{[\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}] = 1 \cdot 10^{-24};$$

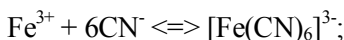


$$K_H = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{CN}^-]^6}{[\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}]} = 1 \cdot 10^{-31}.$$

Константы устойчивости – константы равновесия обратных процессов (образования комплексных ионов).



$$\beta_n = \frac{[\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}]}{[\text{Fe}^{2+}][\text{CN}^-]^6} = \frac{1}{K_H} = \frac{1}{1 \cdot 10^{-24}} = 10^{24};$$



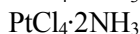
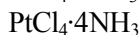
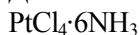
$$\beta_n = \frac{[\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{CN}^-]^6} = \frac{1}{K_H} = \frac{1}{1 \cdot 10^{-31}} = 10^{31}.$$

Значение константы устойчивости комплексного иона  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  больше константы устойчивости комплексного иона  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ . Значит, комплексный ион  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  более прочный.

Ответ: комплексный ион  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  более прочный.

**3. Составить формулы следующих комплексных соединений с координационным числом платины (IV), равном шести:  $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$ ;  $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ ;  $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$ . Написать уравнения диссоциации этих солей в водном растворе и назвать их.**

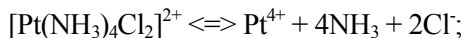
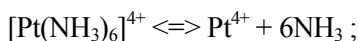
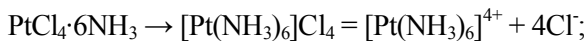
Дано:



Комплексные соединения – ?

Решение

В состав внутренней сферы включается шесть лигандов. В первую очередь – молекулы аммиака и затем до координационного числа шесть – ионы хлора. Остальные ионы хлора образуют внешнюю сферу.



$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$  – хлорид гексаамминплатины (IV);

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$  – хлорид дихлоротетраамминплатины (IV);

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$  – тетрахлородиамминплатина.

## УРОВЕНЬ С

**1. Определить концентрацию ионов  $\text{Ag}^+$  в 0,01 М растворе  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ , содержащем кроме того 0,05 моль/л  $\text{NaCN}$ . Константа устойчивости комплексного иона  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  равна  $1 \cdot 10^{21}$ .**

Дано:
$\beta_n = 1 \cdot 10^{21}$
$c_{\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]} = 0,01$ моль/л
$c_{\text{NaCN}} = 0,05$ моль/л
$[\text{Ag}^+] - ?$

Решение

Равновесную концентрацию ионов  $\text{Ag}^+$  можно определить из выражения константы устойчивости комплексного иона:



$$\beta_n = \frac{[\text{Ag}(\text{CN})_2^-]}{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2} = 1 \cdot 10^{21} \quad (13.2)$$

Введение в раствор комплексной соли сильного электролита  $\text{NaCN}$ , который диссоциирует по уравнению



приводит согласно принципу Ле-Шателье к смещению равновесия уравнения (13.1) в сторону образования комплексного иона, и устанавливается новое равновесие. Значение  $\beta_n$  при этом не изменяется.

Обозначим равновесную концентрацию ионов серебра в новых условиях через  $x$ :

$$[\text{Ag}^+] = x, \text{ моль/л.}$$

Общая равновесная концентрация  $[\text{CN}^-]$  равна сумме концентраций  $\text{CN}^-$ , образовавшихся при диссоциации  $\text{NaCN}$  и  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ :

$$[\text{CN}^-] = \begin{array}{l} c_{\text{CN}^-} \\ \text{из } [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \end{array} + \begin{array}{l} c_{\text{CN}^-} \\ \text{из NaCN} \end{array};$$

$$\text{из } [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \quad c_{\text{CN}^-} = 2x, \text{ моль/л.}$$

$$\text{из NaCN} \quad c_{\text{CN}^-} = c_{\text{NaCN}} \cdot \alpha \cdot n_{\text{CN}^-}.$$

Так как  $\text{NaCN}$  сильный электролит,  $\alpha = 1$ ,  $n_{\text{CN}^-} = 1$ , то  $c_{\text{CN}^-} = 0,05$  моль/л. Тогда

$$[\text{CN}^-] = (2x + 0,05), \text{ моль/л.}$$

Концентрацию иона  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  определяем из уравнения первичной диссоциации

$$K[\text{Ag}(\text{CN})_2] = \text{K}^+ + [\text{Ag}(\text{CN})_2]^-.$$

$c_{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-} = c_{\text{K}^+} \cdot \alpha \cdot n$ ;  $\alpha = 1$ , так как первичная диссоциация протекает по типу диссоциации сильных электролитов,  $n = 1$ :

$$c_{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-} = 0,01 \text{ моль/л.}$$

Тогда равновесная концентрация иона  $[\text{Ag}(\text{CN})_2^-]$

$$[\text{Ag}(\text{CN})_2^-] = (0,01 - x) \text{ моль/л.}$$

Подставляем полученные данные в выражение (13.2):

$$\frac{0,01 - x}{x \cdot (0,05 + 2x)^2} = 1 \cdot 10^{21}.$$

Так как  $x \ll 0,01$ , то значением  $x$  ввиду его малого значения в выражении  $(0,01 - x)$  и значением  $2x$  в выражении  $(0,05 + 2x)$  можно пренебречь и записать данное выражение в виде

$$\frac{0,01}{x \cdot (0,05)^2} = 1 \cdot 10^{21},$$

откуда 
$$x = \frac{0,01}{10^{21} \cdot (0,05)^2} = 4 \cdot 10^{-21} \text{ моль/л.}$$

$$[\text{Ag}^+] = 4 \cdot 10^{-21} \text{ моль/л.}$$

Ответ:  $[\text{Ag}^+] = 4 \cdot 10^{-21} \text{ моль/л.}$

**2. Выпадает ли осадок NiS, если к 1М раствору  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$  прилить равный объем 0,005М раствора  $\text{K}_2\text{S}$ ?**

$$K_{\text{H}}([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}) = 1,9 \cdot 10^{-9} \text{ (таблица)} \quad \text{PP}_{\text{NiS}} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ (таблица)}$$

Дано: $c_{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2} = 1 \text{ моль/л}$ $c_{\text{K}_2\text{S}} = 0,005 \text{ моль/л}$ $\text{PP}_{\text{NiS}} = 1 \cdot 10^{-9}$ $K_{\text{H}}([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}) = 1,9 \cdot 10^{-9}$ Выпадает ли осадок NiS?
--

Решение

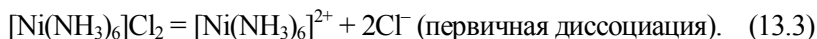
Осадок NiS образуется, если

$$c_{\text{Ni}^{2+}} \cdot c_{\text{S}^{2-}} > \text{PP}_{\text{NiS}}.$$

Концентрацию иона  $\text{Ni}^{2+}$  определяем по концентрации раствора  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ .



Комплексная соль  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$  диссоциирует по уравнению



Из уравнения (13.3) определяем концентрацию комплексного иона:

$$c_{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}} = c_{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2} \cdot \alpha \cdot n = 1 \text{ моль/л.}$$

где  $\alpha = 1$ ;  $n = 1$ .

Комплексный ион в свою очередь диссоциирует равновесно:



Обозначим равновесную концентрацию ионов никеля через  $x$ :

$$[\text{Ni}^{2+}] = x, \text{ моль/л.}$$

Тогда, согласно уравнению (13.4):

$$[\text{NH}_3] = 6x, \text{ моль/л;}$$

$$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} = (1 - x) \text{ моль/л.}$$

Константа нестойкости комплексного иона из уравнения (13.4)

$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^6}{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}}. \quad (13.5)$$

Подставим полученные данные в выражение (13.5):

$$\frac{x \cdot (6x)^6}{(1 - x)} = 1,9 \cdot 10^{-9}.$$

Так как  $x \ll 1$ , то значением  $x$  ввиду его малого значения в выражении  $(1 - x)$  можно пренебречь и данное выражение записать в виде

$$x \cdot (6x)^6 = 1,9 \cdot 10^{-9},$$

откуда 
$$x = \sqrt[7]{\frac{1,9 \cdot 10^{-9} \cdot 1}{6^6}} = 0,243 \text{ моль/л.}$$

$$[\text{Ni}^{2+}] = c_{\text{Ni}^{2+}} = 0,243 \text{ моль/л.}$$

Из уравнения диссоциации



$$c_{\text{S}^{2-}} = c_{\text{K}_2\text{S}} \cdot \alpha \cdot n_{\text{S}^{2-}} = 0,005 \cdot 1 \cdot 1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л,}$$

где  $\alpha = 1$ ;  $n_{\text{S}^{2-}} = 1$ .

При сливании равных объемов растворов солей  $\text{K}_2\text{S}$  и  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$  концентрация всех ионов уменьшится в 2 раза и составит:

$$c_{\text{Ni}^{2+}} = \frac{1}{2} \cdot 0,243 = 0,1215 \text{ моль/л;}$$

$$c_{\text{S}^{2-}} = \frac{1}{2} \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 0,0025 \text{ моль/л.}$$

Произведение  $c_{\text{Ni}^{2+}} \cdot c_{\text{S}^{2-}} = 0,1215 \cdot 0,0025 = 3 \cdot 10^{-4}$ , т.к.  $3 \cdot 10^{-4} > 1 \cdot 10^{-9}$  (табличная величина  $\text{IP}_{\text{NiS}}$ ), то осадок  $\text{NiS}$  выпадает.

Ответ: осадок  $\text{NiS}$  выпадает.

**3. К раствору, содержащему 0,2675 г комплексной соли  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ , добавили в достаточном количестве раствор  $\text{AgNO}_3$ . Масса осажженного  $\text{AgCl}$  составила 0,4305 г. Определить координационную формулу соли, назвать её и написать уравнения диссоциации в водном растворе.**

Дано:

$$m_{\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3} = 0,2675 \text{ г}$$

$$m_{\text{AgCl}} = 0,4305 \text{ г}$$

Формула комплексной соли – ?

Решение

Для написания координационных формул необходимо знать состав внутренней и внешней сферы этой соли.

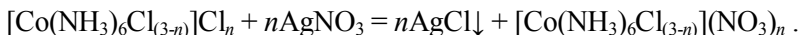
Из раствора комплексной соли можно осадить в виде  $\text{AgCl} \downarrow$ , только ионы  $\text{Cl}^-$ , входящие во внешнюю сферу.

Таким образом, в состав осадка ( $\text{AgCl}$ ) входят ионы  $\text{Cl}^-$ , находящиеся только во внешней сфере комплексной соли.

Обозначим число ионов  $\text{Cl}^-$  во внешней сфере комплексной соли  $n$ .

Тогда число ионов  $\text{Cl}^-$  во внутренней сфере комплексной соли  $(3 - n)$ .

При добавлении к раствору комплексной соли раствора  $\text{AgNO}_3$  протекает реакция



Поскольку в молекуле  $\text{AgCl}$  на 1 ион  $\text{Ag}^+$  приходится 1 ион  $\text{Cl}^-$ , то из одной молекулы комплексной соли образуется  $n$  молекул  $\text{AgCl}$ .

$$\begin{array}{rcl} [\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_{(3-n)}]\text{Cl}_n & - & n\text{AgCl} \\ M_{[\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_{(3-n)}]\text{Cl}_n} & - & nM_{\text{AgCl}} \\ 267,5 \text{ г} & - & n143,5 \text{ г} \\ 0,2675 \text{ г} & - & 0,4305 \text{ г} \end{array}$$

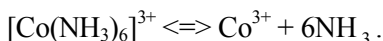
$$n = \frac{267,5 \cdot 0,4305}{0,2675 \cdot 143,5} = 3.$$

Следовательно, все три иона  $\text{Cl}^-$  находятся во внешней сфере. Формула комплексной соли  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ .

Первичная диссоциация соли



Вторичная диссоциация:



$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  – хлорид гексаамминкобальта (III).

Ответ:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ .

## 14. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

### УРОВЕНЬ А

1. Какие из указанных соединений:  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ , обуславливают:

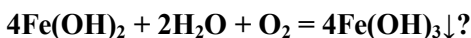
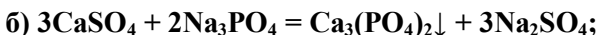
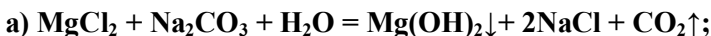
а) постоянную жесткость воды;

**б) временную жесткость воды?**

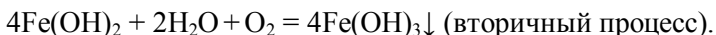
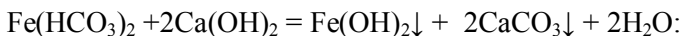
Ответ: а) постоянная (некарбонатная) жесткость воды обусловлена присутствием в воде  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ;

б) временная (карбонатная) жесткость воды обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ .

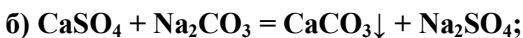
**2. Какие из указанных уравнений реакций протекают при устранении временной жесткости воды:**



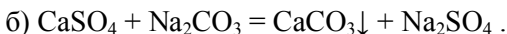
Ответ: для устранения временной жесткости в воду добавляют гашеную известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; при этом протекает реакция.



**3. Какие из указанных уравнений реакций протекают при устранении постоянной жесткости воды:**



Ответ: для устранения постоянной жесткости в воду добавляют техническую соду ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), при этом протекает реакция



## УРОВЕНЬ В

1. Вычислить жесткость воды, если в 140 л воды содержится 16,2 г ионов кальция и 2,92 г ионов магния.

Дано: $m_{\text{Ca}^{2+}} = 16,2 \text{ г}$ $V_{\text{воды}} = 140 \text{ л}$ $m_{\text{Mg}^{2+}} = 2,92 \text{ г}$
Ж – ?

Решение

$$\text{Ж} = \frac{m_{\text{Ca}^{2+}} \cdot 1000}{M_{\text{ЭК}}(\text{Ca}^{2+}) \cdot V_{\text{воды}}} + \frac{m_{\text{Mg}^{2+}} \cdot 1000}{M_{\text{ЭК}}(\text{Mg}^{2+}) \cdot V_{\text{воды}}};$$

$$M_{\text{ЭК}}(\text{Ca}^{2+}) = \frac{M_{\text{Ca}^{2+}}}{2} = \frac{40}{2} = 20 \text{ г/моль (мг/ммоль)}$$

$$M_{\text{ЭК}}(\text{Mg}^{2+}) = \frac{M_{\text{Mg}^{2+}}}{2} = \frac{24}{2} = 12 \text{ г/моль (мг/ммоль)}.$$

1000 – перевод моль в миллимоль.

$$\text{Ж} = \frac{16,2 \cdot 1000}{20 \cdot 140} + \frac{2,92 \cdot 1000}{12 \cdot 140} = 7,53 \text{ ммоль/л.}$$

Ответ: Ж = 7,53 ммоль/л.

2. Определить массу сульфата кальция в 200 л воды, если жесткость, обусловленная этой солью, равна 9 ммоль/л.

Дано: $V_{\text{воды}} = 200 \text{ л}$ Ж = 9 ммоль/л
$m_{\text{CaSO}_4} - ?$

Решение

$$\text{Ж} = \frac{m_{\text{CaSO}_4} \cdot 1000}{M_{\text{ЭК}}(\text{CaSO}_4) \cdot V_{\text{воды}}},$$

откуда 
$$m_{\text{CaSO}_4} = \frac{\text{Ж} \cdot M_{\text{ЭК}}(\text{CaSO}_4) \cdot V_{\text{воды}}}{1000};$$

$$M_{\text{ЭК}}(\text{CaSO}_4) = \frac{M_{\text{CaSO}_4}}{2} = \frac{136}{2} = 68 \text{ г/моль (мг/ммоль)}.$$

$$m_{\text{CaSO}_4} = \frac{9 \cdot 68 \cdot 200}{1000} = 122,4 \text{ г.}$$

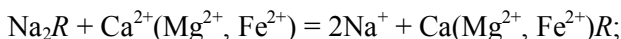
Ответ:  $m_{\text{CaSO}_4} = 122,4 \text{ г}$

**3. Рассчитать обменную емкость катионита КУ-2, если через адсорбционную колонку, содержащую 1 кг катионита, пропустили 2,5 м<sup>3</sup> воды общей жесткости 13,6 ммоль/л. Написать уравнение протекающей реакции.**

Дано:
$V_{\text{H}_2\text{O}} = 2,5 \text{ м}^3$
$J_{\text{общ}} = 13,6 \text{ ммоль/л}$
$m_{\text{кат}} = 1 \text{ кг}$
$\varepsilon - ?$

Решение

Обменная емкость катионита ( $\varepsilon$ ) – максимальное количество ионов (ммоль), поглощаемое 1 г катионита обменным путем (ммоль/г).



$$\varepsilon = \frac{J_{\text{общ}} \cdot V_{\text{воды}}}{m_{\text{кат}}};$$

$$\varepsilon = \frac{13,6 \cdot 2,5 \cdot 10^3}{1 \cdot 10^3} = 34 \text{ ммоль/г.}$$

Ответ:  $\varepsilon = 34 \text{ ммоль/г}$

## УРОВЕНЬ С

**1. На титрование 100 см<sup>3</sup> воды, содержащей гидрокарбонат магния, ушло 12 см<sup>3</sup> 0,15 н раствора HCl. Написать уравнение протекающей реакции. Рассчитать жесткость воды и определить массу соли, содержащейся в 40 л этой воды.**

Дано:

$$V_{\text{воды}} = 100 \text{ см}^3$$

$$V_{\text{HCl}} = 12 \text{ см}^3$$

$$V'_{\text{воды}} = 40 \text{ л}$$

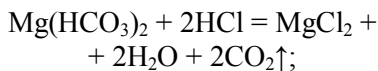
$$C_{\text{эк}}(\text{HCl}) = 0,15 \text{ моль/л}$$

$$m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} - ?$$

$$\text{Ж} - ?$$

Решение

Составляем уравнение реакции:



$$\begin{aligned} \text{Ж} &= \frac{m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} \cdot 1000}{M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] \cdot V_{\text{воды}}} = \\ &= \frac{n_{\text{эк}} \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \cdot 1000}{V_{\text{воды}}}. \end{aligned}$$

Согласно закону эквивалентов

$$n_{\text{эк}} \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 = n_{\text{эк}}(\text{HCl}) = C_{\text{эк}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{HCl}},$$

откуда

$$\text{Ж} = \frac{C_{\text{эк}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{HCl}} \cdot 1000}{V_{\text{воды}}} = \frac{0,15 \cdot 12 \cdot 1000}{100} = 18 \text{ ммоль/л}.$$

Определяем массу гидрокарбоната магния, содержащегося в 40 л воды:

$$\text{Ж} = \frac{m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} \cdot 1000}{M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] \cdot V'_{\text{воды}}},$$

откуда

$$m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} = \frac{\text{Ж} \cdot M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] \cdot V'_{\text{воды}}}{1000} = \frac{18 \cdot 73 \cdot 40}{1000} = 52,56 \text{ г}.$$

$$M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] = \frac{M_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2}}{n \cdot B} = \frac{24 + 122}{1 \cdot 2} = 73 \text{ г/моль (мг/ммоль)};$$

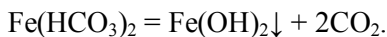
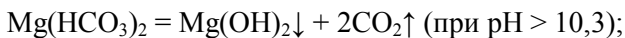
Ответ:  $\text{Ж} = 18 \text{ ммоль/л}$ ,  $m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} = 52,56 \text{ г}$ .

2. При кипячении 2 л воды (при pH > 10,3), содержащей только гидрокарбонат магния, образовался осадок массой 28 мг. Написать уравнение протекающей реакции. Определить жесткость воды и массу соли в 0,5 м<sup>3</sup> этой воды.

Дано:
$V_{\text{воды}} = 2 \text{ л}$
$m_{\text{осадка}} = 28 \text{ мг} = 0,028 \text{ г.}$
$V'_{\text{воды}} = 0,5 \text{ м}^3$
$m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} - ?$
Ж - ?

Решение

При кипячении воды, содержащей гидрокарбонаты кальция, магния или железа, осадок выпадает в результате следующих реакций:



Так как все вещества реагируют и образуются в равных количествах их эквивалентов, жесткость можно рассчитать по массе осадка гидроксида магния:

$$\text{Ж} = \frac{m_{\text{Mg}(\text{OH})_2} \cdot 1000}{M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{OH})_2] \cdot V_{\text{воды}}} = \frac{0,028 \cdot 1000}{29 \cdot 2} = 0,48 \text{ ммоль/л};$$

$$M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{OH})_2] = \frac{M_{\text{Mg}(\text{OH})_2}}{n} = \frac{24 + 34}{2} = 29 \text{ г/моль (мг/ммоль)}.$$

Массу гидрокарбоната магния в 0,5 м<sup>3</sup> воды определяем по формуле

$$\text{Ж} = \frac{m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} \cdot 1000}{M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] \cdot V'_{\text{воды}}},$$



$$\text{откуда } m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} = \frac{Ж \cdot M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] \cdot V'_{\text{воды}}}{1000};$$

$$M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] = \frac{M_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2}}{n \cdot B} = \frac{24 + 122}{1 \cdot 2} = 73 \text{ г/моль (мг/ммоль)}.$$

$$m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} = \frac{0,48 \cdot 73 \cdot 500}{1000} = 17,52 \text{ г.}$$

Ответ: Ж = 0,48 моль/л,  $m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} = 17,52 \text{ г.}$

**3. Для устранения жесткости к 10 л природной воды, которая содержит 0,015 % мас. гидрокарбоната кальция и 0,005 % мас. гидрокарбоната магния, добавили гашеную известь. Плотность воды 1 г/см<sup>3</sup>. Написать уравнения протекающих реакций. Определить массу гашеной извести, необходимую для устранения временной жесткости.**

Дано:

$$V_{\text{воды}} = 10 \text{ л}$$

$$\omega_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} = 0,015 \% \text{ мас.}$$

$$\omega_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} = 0,005 \% \text{ мас.}$$

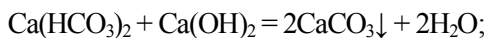
$$\rho_{\text{воды}} = 1 \text{ г/см}^3$$

$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} - ?$$

Решение

Гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (гашеная известь) используется для устранения временной жесткости.

При этом протекают следующие реакции:



Необходимые для расчета массы солей найдем по их массовым долям в воде:

$$\omega_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} = \frac{m_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2}}{m_{\text{воды}}} \cdot 100;$$

$$\omega_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} = \frac{m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2}}{m_{\text{воды}}} \cdot 100,$$

откуда

$$\begin{aligned} m_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} &= \omega_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} \cdot 10^{-2} \cdot m_{\text{воды}} = \\ &= \omega_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} \cdot 10^{-2} \cdot V_{\text{воды}} \cdot \rho_{\text{воды}} = 0,015 \cdot 10^{-2} \cdot 10 \cdot 10^3 \cdot 1 = 1,5 \text{ г.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} &= \omega_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} \cdot 10^{-2} \cdot m_{\text{воды}} = \\ &= \omega_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} \cdot 10^{-2} \cdot V_{\text{воды}} \cdot \rho_{\text{воды}} = 0,005 \cdot 10^{-2} \cdot 10 \cdot 10^3 \cdot 1 = 0,5 \text{ г.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Ж} &= \frac{m_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} \cdot 1000}{M_{\text{ЭК}}[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2] \cdot V_{\text{воды}}} + \frac{m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} \cdot 1000}{M_{\text{ЭК}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] \cdot V_{\text{воды}}} = \\ &= \frac{1,5 \cdot 1000}{81 \cdot 10} + \frac{0,5 \cdot 1000}{73 \cdot 10} = 2,53 \text{ ммоль/л.} \end{aligned}$$

$$M_{\text{ЭК}}[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2] = \frac{M_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2}}{n \cdot \text{В}} = \frac{162}{1 \cdot 2} = 81 \text{ г/моль (мг/ммоль);}$$

$$M_{\text{ЭК}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] = \frac{M_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2}}{n \cdot \text{В}} = \frac{146}{1 \cdot 2} = 73 \text{ г/моль (мг/ммоль).}$$

Жесткость можно также выразить через массу гашёной извести, пошедшей на ее устранение:

$$\text{Ж} = \frac{m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} \cdot 1000}{M_{\text{ЭК}}[\text{Ca}(\text{OH})_2] \cdot V_{\text{воды}}},$$

откуда

$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{\text{Ж} \cdot M_{\text{ЭК}}[\text{Ca}(\text{OH})_2] \cdot V_{\text{воды}}}{1000} = \frac{2,53 \cdot 37 \cdot 10}{1000} = 0,94 \text{ г.}$$

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

Ответ:  $m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,94 \text{ г.}$

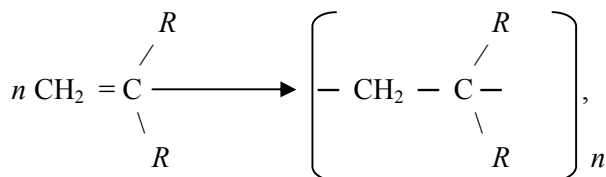
## 15. ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ (ПОЛИМЕРЫ). СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ

### УРОВЕНЬ А

#### 1. Охарактеризовать реакцию полимеризации как способ получения высокомолекулярных соединений.

Ответ: **полимеризация** – процесс получения высокомолекулярных соединений, при котором макромолекула образуется путем последовательного присоединения молекул одного или нескольких низкомолекулярных веществ (мономеров) к активному растущему центру.

Общая схема полимеризации



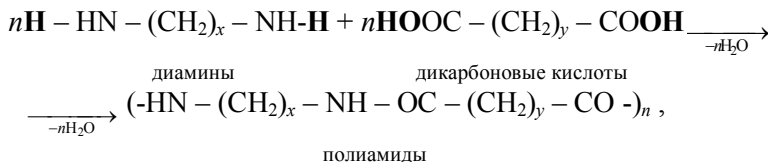
где  $R$  – атомы водорода или другие заместители,

$n$  – степень полимеризации.

#### 2. Охарактеризовать реакцию поликонденсации как способ получения высокомолекулярных соединений.

Ответ: **поликонденсация** – процесс получения высокомолекулярных соединений за счет взаимодействия функциональных групп мономеров с выделением низкомолекулярных побочных веществ.

В гомополиконденсации участвуют однородные молекулы мономеров, содержащие две разнородные или однородные по характеру функциональные группы (синтез полиамида-6). В гетерополиконденсации участвуют разнородные мономеры с двумя одинаковыми функциональными группами.



где  $x$  и  $y$  – число групп  $(\text{CH}_2)$ .

**3. Охарактеризовать реакцию полиприсоединения как способ получения высокомолекулярных соединений.**

Ответ: при реакции *полиприсоединения* получение высокомолекулярных соединений происходит за счет перемещения подвижного атома (чаще атома водорода) из молекулы одного мономера в другую и соединения образовавшихся остатков (эпоксидные смолы, полиуретаны).

**4. Охарактеризовать реакцию химической модификации полимеров как способ получения новых высокомолекулярных соединений.**

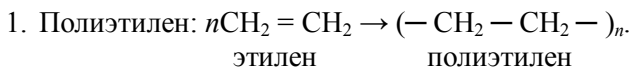
Ответ: методом **химической модификации** полимеры получают за счет взаимодействия функциональных групп исходных полимеров (производные целлюлозы).

### УРОВЕНЬ B

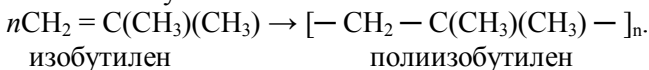
Методом полимеризации получить:

1. Полиэтилен (ПЭ);
2. Полипропилен (ПП);
3. Полиизобутилен;
4. Полистирол (ПС);
5. Поливинилхлорид (ПВХ);
6. Полиакрилонитрил (ПАН);
7. Поливинилацетат (ПВА);
8. Полиметилметакрилат (ПММА, оргстекло);
9. Политетрафторэтилен (тефлон);
10. Сополимер акрилонитрила, бутадиена и стирола (пластик АБС).

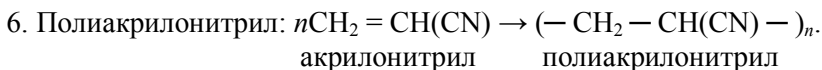
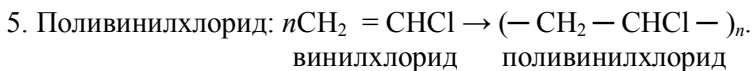
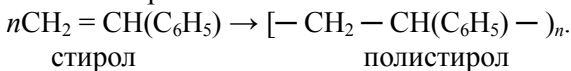
Ответ:



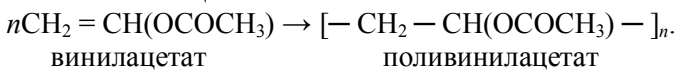
3. Полиизобутилен:



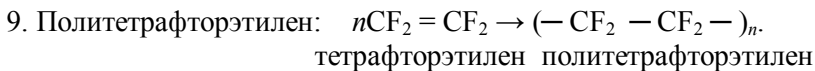
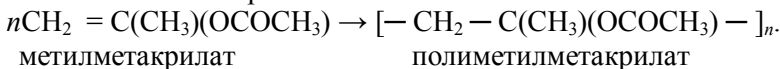
4. Полистирол:



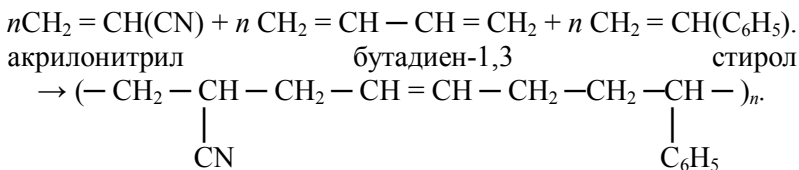
7. Поливинилацетат:



8. Полиметилметакрилат:



10. Сополимер акрилонитрила, бутадиена и стирола (АВС)



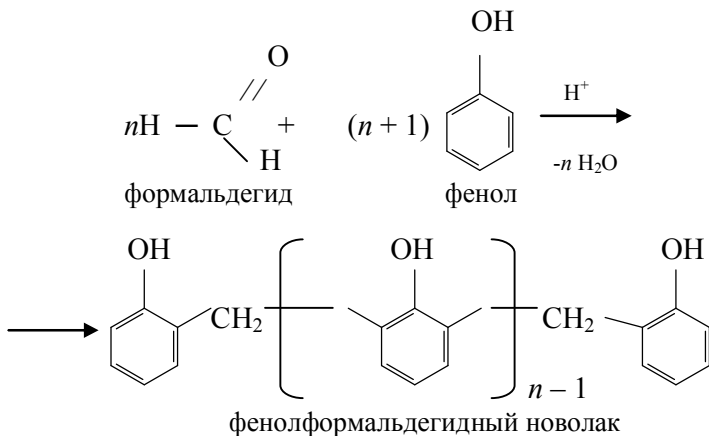
## УРОВЕНЬ С

**Методом поликонденсации синтезировать:**

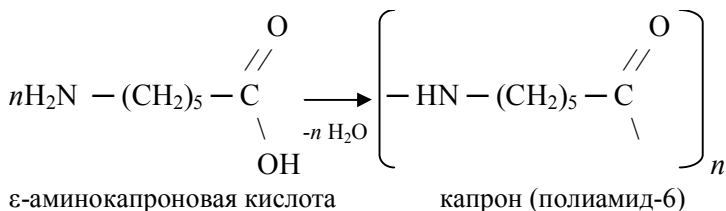
1. Фенолформальдегидные полимеры (ФФ);
2. Полиамид 6 (капрон, ПА-6);
3. Полиамид 6,6 (найлон, ПА-6,6);
4. Полиэтилентерефталат (лавсан, ПЭТФ);
5. Кремнийорганические полимеры (КО).

Ответ:

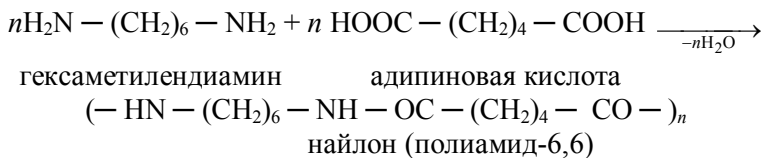
1. Фенолформальдегидный новолачный полимер



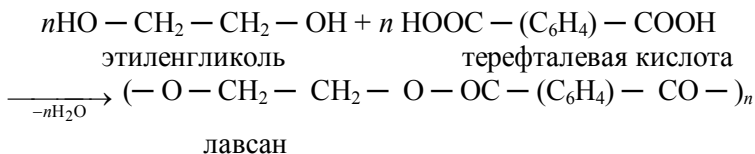
2. Полиамид-6



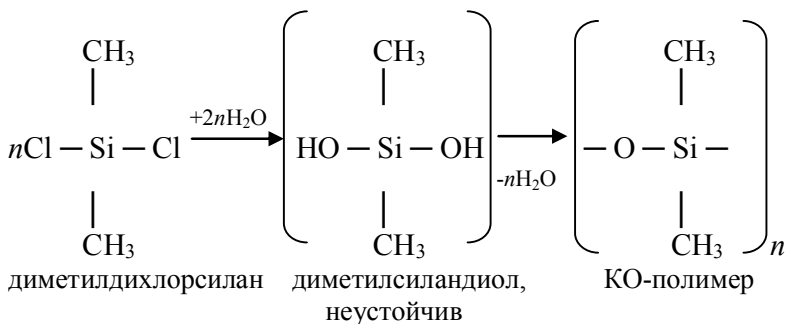
3. Полиамид-6,6



4. Полиэтилентерефталат (лавсан)



## 5. Кремнийорганический полимер (КО)



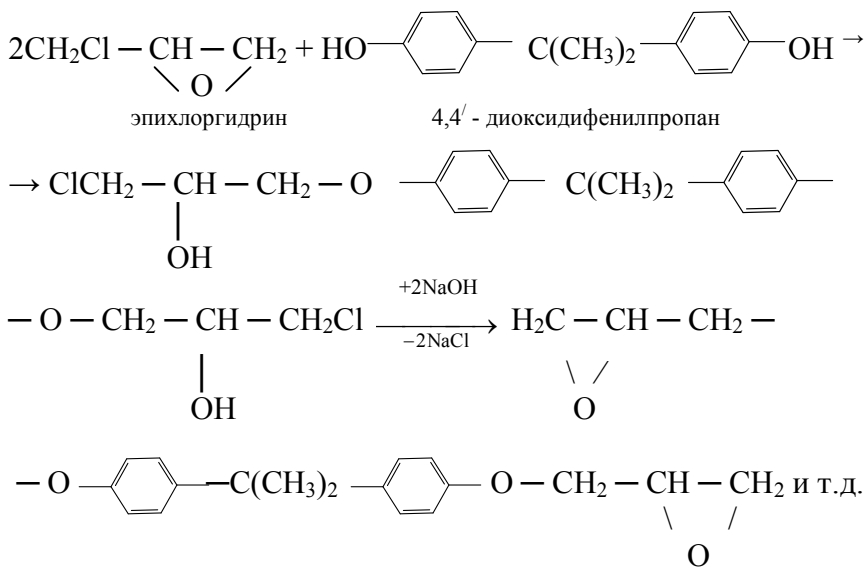
### Методом полиприсоединения синтезировать

1. Эпоксидный полимер (ЭД-смола);

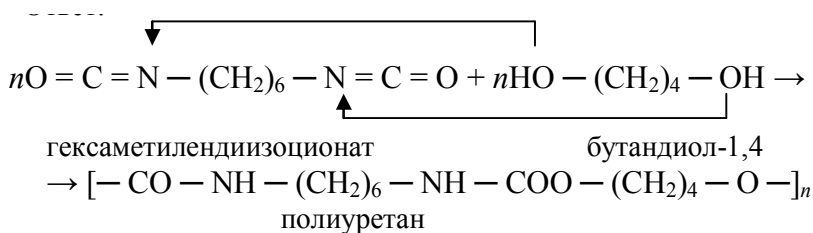
2. Полиуретан.

Ответ:

1. Эпоксидный полимер (начальные стадии реакции)



2. Полиуретан:

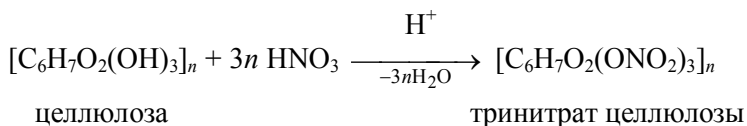


**Методом химической модификации синтезировать:**

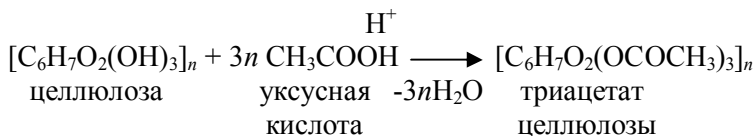
1. Тринитрат целлюлозы (пироксилин);
2. Триацетат целлюлозы;
3. Карбоксиметилцеллюлозу (КМЦ).

Ответ:

1. Тринитрат целлюлозы.

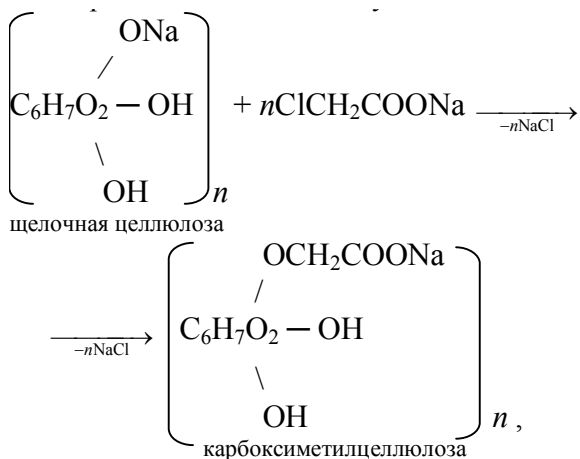


2. Триацетат целлюлозы:



3. Карбоксиметилцеллюлозу





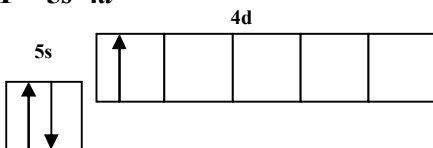
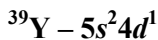
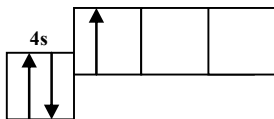
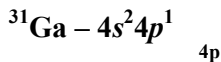
где  $\text{ClCH}_2\text{COONa}$  – натриевая соль хлоруксусной кислоты.

## 16. МЕТАЛЛЫ III – IV ГРУППЫ

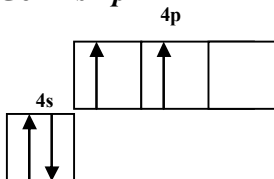
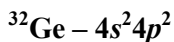
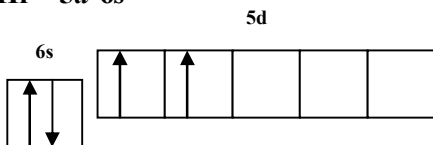
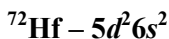
### УРОВЕНЬ А

1. Написать сокращенную электронную формулу атома галлия и иттрия. Указать расположение валентных электронов по подуровням.

Ответ:



2. Написать сокращенную электронную формулу атома гафния и германия. Указать расположение валентных электронов по подуровням.



### УРОВЕНЬ В

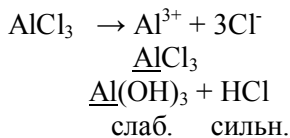
1. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Указать реакцию среды.

- а) хлорида алюминия;  
 б) нитрата свинца (II).

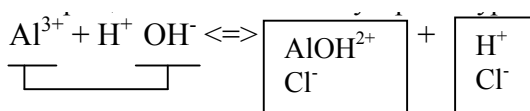
Дано: а) хлорид алюминия б) нитрат свинца (II)
Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей

Решение

а)  $\text{AlCl}_3$  диссоциирует в водном растворе:

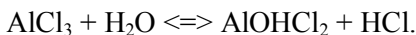


Сокращенное ионно-молекулярное уравнение

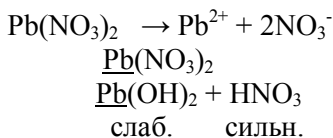


среда кислая, pH < 7

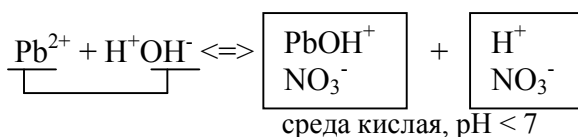
Молекулярное уравнение



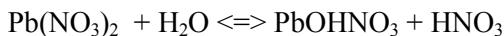
б)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  диссоциирует в водном растворе:



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение



Молекулярное уравнение



**2. Написать уравнения реакций, подтверждающие амфотерные свойства оксида свинца (II). Назвать продукты реакции.**

Дано:

оксид свинца (II)

Написать уравнения реакций, подтверждающих его амфотерный характер. Назвать продукты реакции

Решение

Амфотерные свойства  $\text{PbO}$  подтверждают реакции его взаимодействия со щелочью и сильной кислотой:

- $\text{PbO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$ ;  
тетрагидроксоплюмбат (II) натрия
- $\text{PbO} + 2\text{HCl} = \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
хлорид свинца (II)

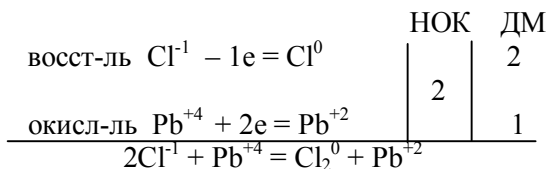
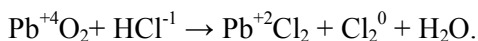
### 3. Уравнять реакцию



методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель

Дано:
Уравнение реакции
Уравнять реакцию и указать окислитель и восстановитель

Решение



Переносим найденные коэффициенты в молекулярное уравнение, окончательно уравниваем его, учитывая при этом количество ионов  $\text{Cl}^-$ , необходимое для получения  $\text{PbCl}_2$ :



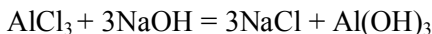
## УРОВЕНЬ С

1. Определить объем 1 н раствора гидроксида натрия, который расходуется на взаимодействие с 4,5 г хлорида алюминия при образовании тетрагидроксиалюмината натрия.

Дано:
$m_{\text{AlCl}_3} = 4,5 \text{ г}$
$c_{\text{эк}}(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль/л}$
$V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) - ?$

Решение

Тетрагидроксиалюминат натрия образуется при протекании следующих последовательных реакций:



$4\text{NaOH} + \text{AlCl}_3 = 3\text{NaCl} + \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  (суммарное уравнение).

$$4 M_{\text{NaOH}} - M_{\text{AlCl}_3}$$

$$m_{\text{NaOH}} - m_{\text{AlCl}_3} \cdot$$

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{4M_{\text{NaOH}} \cdot m_{\text{AlCl}_3}}{M_{\text{AlCl}_3}} = \frac{4 \cdot 40 \cdot 4,5}{133,5} = 5,39 \text{ г};$$

$$c_{\text{ЭК}}(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{ЭК}}(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH})};$$

откуда

$$V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{ЭК}}(\text{NaOH}) \cdot c_{\text{ЭК}}(\text{NaOH})} =$$

$$= \frac{5,39}{40 \cdot 1} = 0,135 \text{ л} = 135 \text{ см}^3.$$

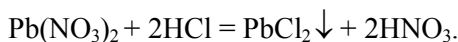
Ответ:  $V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = 135 \text{ см}^3$ .

**2. Определить, образуется ли осадок хлорида свинца (II), если к 0,05 М раствору нитрата свинца (II) добавить равный объем 0,02 М раствора хлороводородной кислоты.**

Дано:
$c_{\text{HCl}} = 0,02 \text{ М}$
$c_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 0,05 \text{ М}$
$V_{\text{(р-ра)HCl}} = V_{\text{(р-ра)Pb}(\text{NO}_3)_2}$
Образуется ли осадок – ?

Решение

При сливании растворов протекает следующая реакция:



Осадок  $\text{PbCl}_2$  образуется только в случае, если

$$c_{\text{Pb}^{2+}} \cdot c_{\text{Cl}^-}^2 > \text{ПР}_{\text{PbCl}_2} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ (таблица).}$$

С учетом увеличения объема раствора при сливании в 2 раза:

$$c_{\text{Pb}^{2+}} = \frac{1}{2} c_{\text{Pb(NO}_3)_2} \cdot \alpha \cdot n_{\text{Pb}^{2+}} = \frac{1}{2} \cdot 5 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 1 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л;}$$

$$c_{\text{Cl}^-} = \frac{1}{2} c_{\text{HCl}} \cdot \alpha \cdot n_{\text{Cl}^-} = \frac{1}{2} \cdot 2 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 1 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л;}$$

$$c_{\text{Pb}^{2+}} \cdot c_{\text{Cl}^-}^2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \cdot (1 \cdot 10^{-2})^2 = 2,5 \cdot 10^{-6}.$$

Так как  $2,5 \cdot 10^{-6} < 2 \cdot 10^{-5}$  (ПР  $\text{PbCl}_2$ ), то осадок  $\text{PbCl}_2$  не образуется.

Ответ: осадок  $\text{PbCl}_2$  не образуется.

**3. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте оловянной пластинки площадью  $35 \text{ см}^2$  с медной в растворе соляной кислоты. Написать уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии.**

**а) Вычислить объемный и весовой показатели коррозии, если за 70 мин в процессе коррозии выделилось  $1,5 \text{ см}^3$  газа (н.у.).**

**б) Вычислить весовой и глубинный показатели коррозии, если за 80 мин потеря массы корродируемого металла составила  $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ г}$ . Плотность металла  $7,3 \text{ г/см}^3$ .**

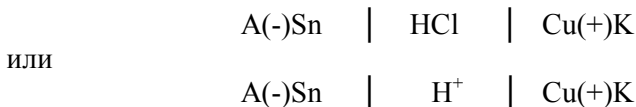
Решение

По таблице находим значения стандартных электродных потенциалов олова (II) и меди (II):

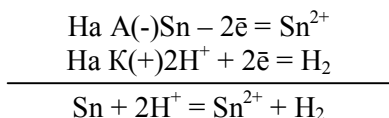
$$\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}.$$

Так как  $\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 < \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$ , то анодом в коррозионном ГЭ будет олово, катодом – медь.

Составим схему коррозионного ГЭ:



Составляем уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии:



$\text{Sn} + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$  – суммарная реакция процесса коррозии.

а) Рассчитываем объемный показатель коррозии ( $K_V$ ) по формуле

<p>Дано:  <math>\tau = 70</math> мин  <math>V_{\text{газа}} = 1,5 \text{ см}^3</math>  <math>S = 35 \text{ см}^2</math></p>
<p><math>K_V - ?</math>  <math>K_m - ?</math></p>

$$K_V = \frac{V_{\text{газа}}}{S \cdot \tau}, \text{ см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{час.}$$

При расчете  $K_V$  принимаем:

$S$  – площадь поверхности анода,  $\text{м}^2$ ;

$\tau$  – время процесса коррозии, ч;

$V_{\text{газа}}$  – объем выделившегося газа,  $\text{см}^3$ .

Из уравнения суммарной реакции процесса коррозии следует, что при коррозии выделяется водород. Следовательно,  $V_{\text{газа}} = V_{\text{H}_2}$ .

Тогда

$$K_V = \frac{V_{\text{H}_2}}{S \cdot \tau} = \frac{1,5}{35 \cdot 10^{-4} \cdot 70/60} = 367,3 \text{ см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{ч.}$$

Рассчитываем весовой показатель коррозии  $K_m$  по формуле

$$K_m = K_V \cdot \frac{M_{\text{ЭК}}(\text{Me})}{V_{M_{\text{ЭК}}}(\text{газа})}, \text{ г}/\text{м}^2 \cdot \text{ч.}$$

В процессе коррозии разрушению подвергается олово и выделяется водород.

Следовательно:

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = M_{\text{эк}}(\text{Sn}) = \frac{M_{\text{Sn}}}{n} = \frac{119}{2} = 59,5 \text{ г/моль},$$

$$V_{M_{\text{эк}}}(\text{газа}) = V_{M_{\text{эк}}}(\text{H}) = 11200 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

$$K_m = K_V \cdot \frac{M_{\text{эк}}(\text{Sn})}{V_{M_{\text{эк}}}(\text{H})} = 367,3 \cdot \frac{59,5}{11200} = 1,95 \text{ г/м}^2 \cdot \text{ч}.$$

Ответ:  $K_V = 367,3 \text{ см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{ч}$ .

$K_m = 1,95 \text{ г/м}^2 \cdot \text{ч}$ .

б) Рассчитываем весовой показатель коррозии  $K_m$  по формуле

Дано:
$\tau = 80 \text{ мин}$
$\Delta m_{\text{Me}} = 5,6 \cdot 10^{-3} \text{ г}$
$S = 35 \text{ см}^2$
$\rho_{\text{Me}} = 7,3 \text{ г/см}^3$
$K_m - ?$
$\Pi - ?$

$$K_m = \frac{\Delta m_{\text{Me}}}{S \cdot \tau}, \text{ г/м}^2 \cdot \text{ч}.$$

Коррозии подвергается олово.  
Тогда потеря массы металла

$$\Delta m_{\text{Me}} = \Delta m_{\text{Sn}}.$$

При расчете  $K_m$  принимаем

$$\Delta m_{\text{Me}} - \text{г}; S - \text{м}^2, \tau - \text{ч}.$$

Тогда

$$K_m = \frac{\Delta m_{\text{Sn}}}{S \cdot \tau} = \frac{5,6 \cdot 10^{-3}}{35 \cdot 10^{-4} \cdot 80/60} = 1,2 \text{ г/м}^2 \cdot \text{ч}.$$

Рассчитываем глубинный показатель коррозии по формуле

$$\Pi = K_m \frac{8,76}{\rho_{\text{Me}}} = 1,2 \cdot \frac{8,76}{7,3} = 1,44 \text{ мм/год}.$$

Ответ:  $K_m = 1,2 \text{ г/м}^2 \cdot \text{ч}$ ,  $\Pi = 1,44 \text{ мм/год}$ .



## 17. МЕТАЛЛЫ V–VI ГРУППЫ

### УРОВЕНЬ А

**1. Определить степень окисления всех элементов в соединениях  $\text{WO}_2$ ,  $\text{WBr}_5$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{WO}_4$ .**

Ответ:

+4 -2 +5-1 -3+1 +6-2

$\text{WO}_2$ ,  $\text{WBr}_5$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{WO}_4$

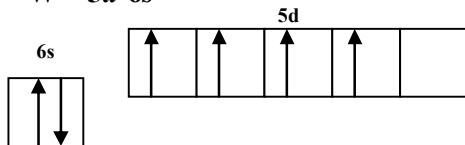
**2. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов хрома с увеличением его степени окисления в ряду  $\text{Cr}^{+2}$ ,  $\text{Cr}^{+3}$ ,  $\text{Cr}^{+6}$ ?**

Ответ: В указанном ряду с увеличением степени окисления хрома кислотные свойства гидроксидов усиливаются, а основные свойства ослабевают:  $(\text{Cr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4)$ .  
основание
 $\text{HCrO}_2$ 
кислота  
амфотер. гидроксид

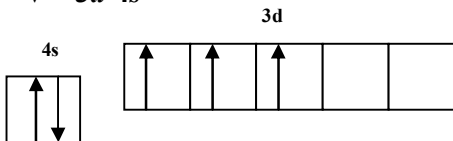
**3. Написать сокращенную электронную формулу атомов вольфрама, ванадия и ниобия и указать расположение валентных электронов по подуровням.**

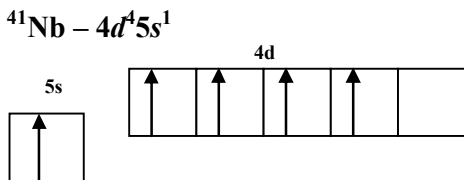
Ответ:

$^{74}\text{W} - 5d^4 6s^2$



$^{23}\text{V} - 3d^3 4s^2$





## УРОВЕНЬ В

1. Можно ли восстановить оксид хрома (III) до металла при стандартных условиях:

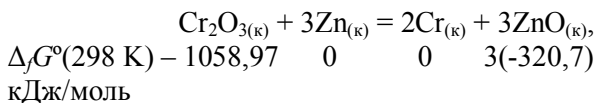
- а) цинком;
- б) кремнием.

Ответ подтвердить расчетом  $\Delta_r G^\circ(298 \text{ К})$  по  $\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, В})$ .

Дано: $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{к})$ $\text{Zn}(\text{к})$ $\text{Si}(\text{к})$
$\text{Cr} - ?$

### Решение

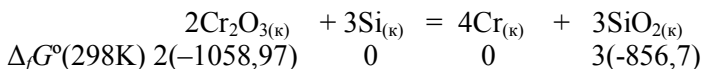
а) Составляем уравнение реакции и рассчитываем изменение стандартной энергии Гиббса  $\Delta_r G^\circ(298 \text{ К})$  реакции, используя I следствие из закона Гесса. Значения стандартных энергий Гиббса образования веществ  $\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, В})$  берем из таблицы.



$$\begin{aligned} \Delta_r G^\circ(298 \text{ К}) &= [3\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, ZnO}(\text{к})) + 2\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, Cr}(\text{к}))] - \\ &- [\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, Cr}_2\text{O}_3(\text{к})) + 3\Delta_f G^\circ(298 \text{ К, Zn}(\text{к}))] = \\ &= 3(-320,7) - (-1058,97) = 96,87 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Так как  $\Delta_r G^\circ(298 \text{ К}) > 0$ , то при стандартных условиях реакция невозможна.

б) Аналогично



кДж/моль

$$\begin{aligned}\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) &= [3\Delta_f G^\circ(298 \text{ K}, \text{SiO}_{2(\text{к})}) + 4\Delta_f G^\circ(298 \text{ K}, \text{Cr}_{(\text{к})})] - \\ &- [2\Delta_f G^\circ(298 \text{ K}, \text{Cr}_2\text{O}_{3(\text{к})}) + 3\Delta_f G^\circ(298 \text{ K}, \text{Si}_{(\text{к})})] = \\ &= 3(-856,7) - 2(-1058,97) = -452,16 \text{ кДж}.\end{aligned}$$

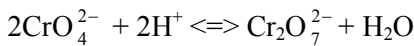
Так как  $\Delta_r G^\circ(298 \text{ K}) < 0$ , то самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях возможно.

Ответ: при стандартных условиях возможно восстановление хрома из оксида хрома (III) только кремнием.

**2. Определить pH раствора, при котором установилось равновесие:  $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ . Равновесные концентрации ионов  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  и  $\text{CrO}_4^{2-}$  соответственно равны 4,5 и 0,001 моль/л. Константа равновесия  $K_c = 1,1 \cdot 10^{18}$ .**

Дано:
$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 4,5 \text{ моль/л}$
$[\text{CrO}_4^{2-}] = 0,001 \text{ моль/л}$
$K_c = 1,1 \cdot 10^{18}$
pH – ?

Решение



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

$$K_c = \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}{[\text{CrO}_4^{2-}]^2 [\text{H}^+]^2};$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}{[\text{CrO}_4^{2-}]^2 \cdot K_c}} = \sqrt{\frac{4,5}{(0,001)^2 \cdot 1,1 \cdot 10^{18}}} = 2,02 \cdot 10^{-6}.$$

$$\text{pH} = -\lg 2,02 \cdot 10^{-6} = 5,7.$$

Ответ: pH = 5,7.

**3. Шестивалентный элемент образует оксид, содержащий 20,71 % мас. кислорода. Вычислить молярную массу эквивалента элемента и назвать элемент.**

Дано: $\omega_{\text{O}_2} = 20,71 \%$ мас. $B = 6$
$M_{\text{ЭК}}(\text{Э}) - ?$ $\text{Э} - ?$

### Решение

По закону эквивалентов:

$$n_{\text{ЭК}}(\text{O}_2) = n_{\text{ЭК}}(\text{Э});$$

$$\frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{ЭК}}(\text{O})} = \frac{m_{\text{Э}}}{M_{\text{ЭК}}(\text{Э})};$$

$$M_{\text{ЭК}}(\text{O}) = 8 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{ЭК}}(\text{Э}) = \frac{m_{\text{Э}} \cdot M_{\text{ЭК}}(\text{O})}{m_{\text{O}_2}};$$

$$m_{\text{окс}} = m_{\text{Э}} + m_{\text{O}_2};$$

$$m_{\text{Э}} = 100 - m_{\text{O}_2} = 100 - 20,71 = 79,29 \text{ г.}$$

$$M_{\text{ЭК}}(\text{Э}) = \frac{79,29 \cdot 8}{20,71} = 30,63 \text{ г/моль}; \quad M_{\text{ЭК}}(\text{Э}) = \frac{M_{\text{Э}}}{B},$$

где  $B$  – валентность элемента.

$M_{\text{Э}} = M_{\text{ЭК}}(\text{Э}) \cdot B = 30,63 \cdot 6 = 183,77 \text{ г/моль}$ , что соответствует молекулярной массе атома вольфрама .

Ответ:  $M_{\text{ЭК}}(\text{Э}) = 30,63 \text{ г/моль}$ ; элемент – W.

## УРОВЕНЬ С

### 1. Уравнять реакцию

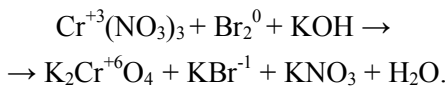


указать окислитель и восстановитель.

Определить, какой объем 2 н раствора нитрата хрома (III) расходуется на взаимодействие с бромом массой 4,3 г.

Дано:
$m_{\text{Br}_2} = 4,3 \text{ г}$
$c_{\text{эк}}(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = 2 \text{ моль/л}$
$V_{\text{р-ра}}(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) - ?$

Решение



	НОК	ДМ	
восст-ль $\text{Cr}^{+3} - 3\text{e} = \text{Cr}^{+6}$	3	1	2
окисл-ль $\text{Br}^0 + \text{e} = \text{Br}^-$		3	6
$3\text{Br}_2 + 2\text{Cr}^{+3} = 6\text{Br}^- + 2\text{Cr}^{+6}$			

Переносим найденные коэффициенты в молекулярное уравнение. Уравниваем число ионов:  $\text{NO}_3^- \rightarrow 6\text{KNO}_3$ . Считаем число ионов  $\text{K}^+$  в продуктах реакции и определяем коэффициент перед  $\text{KOH} \rightarrow 16\text{KOH}$ . Уравниваем число атомов Н и О  $\rightarrow 8\text{H}_2\text{O}$ .



По закону эквивалентов:

$$n_{\text{эк}}(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = n_{\text{эк}}(\text{Br}_2);$$

$$V_{\text{р-ра}}(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) \cdot c_{\text{эк}}(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = \frac{m_{\text{Br}_2}}{M_{\text{эк}}(\text{Br})};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Br}) = \frac{79,9}{1} = 79,9 \text{ г/моль};$$

$$V_{\text{р-ра}}(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) \cdot 2 = \frac{4,3}{79,9};$$

$$V_{\text{р-ра}}(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = 0,0269 \text{ л} = 26,9 \text{ см}^3.$$

Ответ:  $V_{\text{р-ра}}(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = 26,9 \text{ см}^3.$

2. Найти массы воды и кристаллогидрата  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , необходимые для приготовления 1 л раствора, содержащего 5 % (мас.) безводной соли. Плотность 5 % раствора  $\text{CrCl}_3$  равна 1,05 г.

Дано: $V_{\text{р-ра}} = 1 \text{ л}$ $\omega_{\text{CrCl}_3} = 5\%$ $\rho_{\text{р-ра}} = 1,05 \text{ г/см}^3$
$m_{\text{H}_2\text{O}} - ?$ $m_{\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} - ?$

Решение

По определению

$$\omega_{\text{CrCl}_3} = \frac{m_{\text{CrCl}_3}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100, \%$$

откуда 
$$m_{\text{CrCl}_3} = \frac{\omega_{\text{CrCl}_3} \cdot m_{\text{р-ра}}}{100}$$

Масса раствора равна

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = 1 \cdot 10^3 \cdot 1,05 = 1050 \text{ г},$$

где  $10^3$  – коэффициент перевода литров в сантиметры кубические.

Тогда масса  $\text{CrCl}_3$  в растворе составляет:

$$m_{\text{CrCl}_3} = \frac{1050 \cdot 5}{100} = 52,5 \text{ г}.$$

Масса  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , в которой содержится 52,5 г  $\text{CrCl}_3$ , может быть найдена по пропорции

$$M_{\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} - M_{\text{CrCl}_3} \qquad 266 \text{ г/моль} - 158 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} - m_{\text{CrCl}_3} \qquad m_{\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} - 52,5 \text{ г}.$$

Тогда

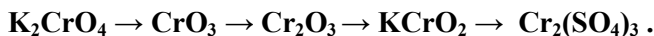
$$m_{\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = \frac{266 \cdot 52,5}{158} = 88,39 \text{ г}.$$

Зная массу раствора и кристаллогидрата, определяем массу воды:

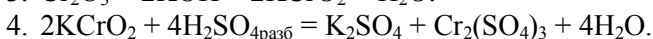
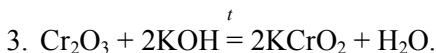
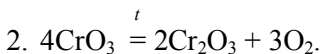
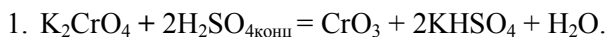
$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 1050 - 88,39 = 961,61 \text{ г.}$$

Ответ:  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 961,61 \text{ г}$ ;  $m_{\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 88,39 \text{ г}$

**3. Написать уравнения, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:**



Решение

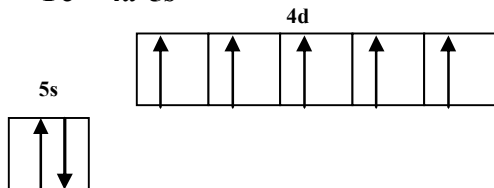
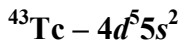


## 18. МЕТАЛЛЫ VII ГРУППЫ

### УРОВЕНЬ А

**1. Написать сокращенную электронную формулу атома технеция и указать расположение валентных электронов по подуровням.**

Ответ:



2. Определить степень окисления всех элементов в соединениях  $MnO_2$ ,  $Mn_2(SO_4)_3$ ,  $KMnO_4$ .

+4 -2 +3 +6-2 +1+7 -2  
 Ответ:  $MnO_2$ ,  $Mn_2(SO_4)_3$ ,  $KMnO_4$ .

3. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов технеция с увеличением его степени окисления в ряду  $Tc^{+4}$ ,  $Tc^{+6}$ ,  $Tc^{+7}$ ?

Ответ: в указанном ряду с увеличением степени окисления технеция кислотные свойства оксидов усиливаются, а основные свойства ослабевают ( $TcO_2$ ,  $TcO_3$ ,  $Tc_2O_7$ ).

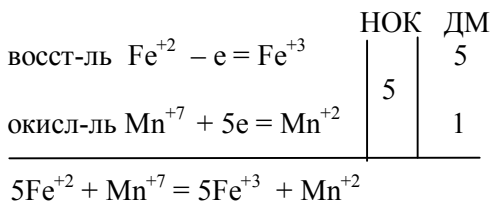
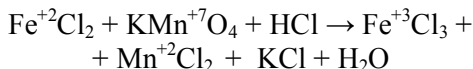
### УРОВЕНЬ В

1. Уравнять реакцию методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель:



Дано: Уравнение реакций
Уравнять реакции и указать окислитель и восстановитель

Решение



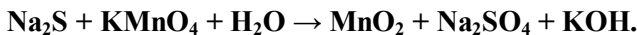
Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение и определяем необходимое количество молекул  $HCl$  для получения продуктов реакции. Уравниваем Н и О  $\rightarrow 4H_2O$ .





## УРОВЕНЬ С

### 1. Уравнять реакцию

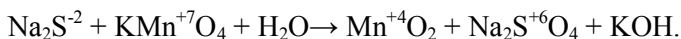


Указать окислитель и восстановитель.

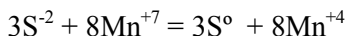
Определить  $C_{\text{ЭК}}(\text{Na}_2\text{S})$ , если на взаимодействие с 4 г  $\text{KMnO}_4$  ушло  $250 \text{ см}^3$  раствора  $\text{Na}_2\text{S}$ .

<p>Дано:</p> <p><math>m_{\text{KMnO}_4} = 4 \text{ г}</math></p> <p><math>V_{\text{р-ра}(\text{Na}_2\text{S})} = 250 \text{ см}^3 = 0,25 \text{ л}</math></p>
<p>Уравнять реакцию и указать окислитель и восстановитель.</p> <p><math>c_{\text{ЭК}}(\text{Na}_2\text{S}) - ?</math></p>

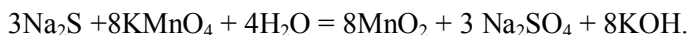
### Решение



восст-ль $\text{S}^{-2} - 8\text{e} = \text{S}^{+6}$	НОК 24	ДМ 3
окисл-ль $\text{Mn}^{+7} + 3\text{e} = \text{Mn}^{+4}$		8



Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение.  
Уравниваем число ионов  $\text{K}^+$  и определяем количество воды  $\rightarrow 4\text{H}_2\text{O}$ :



По закону эквивалентов

$$n_{\text{ЭК}}(\text{Na}_2\text{S}) = n_{\text{ЭК}}(\text{KMnO}_4);$$

$$c_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{S}) \cdot V_{\text{р-ра}(\text{Na}_2\text{S})} = \frac{m_{\text{KMnO}_4}}{M_{\text{эк}}(\text{KMnO}_4)};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{n_e}, \text{ г/моль},$$

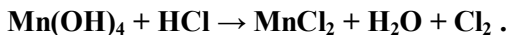
где  $n_e$  – число электронов, принятых одной молекулой  $\text{KMnO}_4$ .

$$M_{\text{эк}}(\text{KMnO}_4) = \frac{158}{3} = 52,7 \text{ г/моль}.$$

$$c_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{S}) = \frac{4}{52,7 \cdot 0,25} = 0,3 \text{ моль/л}.$$

Ответ:  $c_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{S}) = 0,3 \text{ моль/л}$ .

## 2. Уравнять реакцию

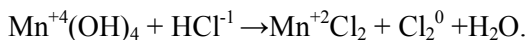


**Указать окислитель и восстановитель.**

**Определить объем газа (н.у.), выделяющийся при взаимодействии 8 г гидроксида марганца (IV) с соляной кислотой.**

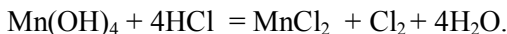
Дано:
$m_{\text{Mn}(\text{OH})_4} = 8 \text{ г}$
$V_{\text{o}(\text{Cl}_2)} - ?$

Решение



восст-ль	$\text{Cl}^{-1} - e = \text{Cl}^0$	НОК	ДМ
		2	2
окисл-ль	$\text{Mn}^{+4} + 2e = \text{Mn}^{+2}$	2	1
$2\text{Cl}^{-1} + \text{Mn}^{+4} = \text{Cl}_2^0 + \text{Mn}^{+2}$			

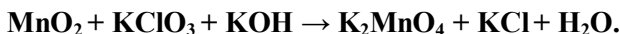
Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение, окончательно уравниваем его, учитывая при этом количество ионов  $\text{Cl}^-$ , необходимое для получения  $\text{MnCl}_2$ :



$$\begin{array}{r} M_{\text{Mn(OH)}_4} - V_{\text{Cl}_2} \\ 123 \text{ г} - 22,4 \text{ л} \\ 8 \text{ г} - x \text{ л} \\ x = \frac{8 \cdot 22,4}{123} = 1,46 \text{ л}. \end{array}$$

Ответ:  $V_{\text{Cl}_2} = 1,46 \text{ л}$ .

### 3. Уравнять реакцию

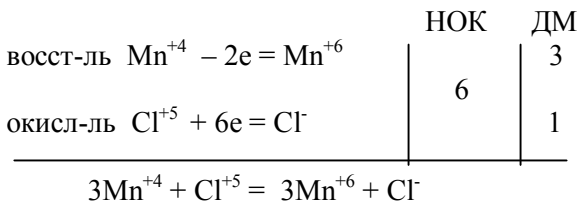
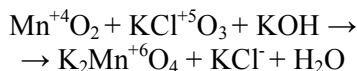


Указать окислитель и восстановитель.

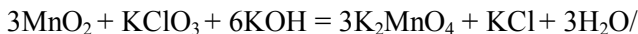
Определить массу оксида марганца (IV), необходимую для восстановления  $150 \text{ см}^3$  1 н раствора  $\text{KClO}_3$ .

Дано:
$V_{\text{р-ра}}(\text{KClO}_3) = 150 \text{ см}^3 = 0,15 \text{ л}$
$c_{\text{эк}}(\text{KClO}_3) = 1 \text{ моль/л}$
$m_{\text{MnO}_2} - ?$

Решение



Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение, уравниваем число  $\text{K}^+$ , а затем Н и О:



По закону эквивалентов

$$n_{\text{эк}}(\text{KClO}_3) = n_{\text{эк}}(\text{MnO}_2);$$

$$V_{\text{р-ра}}(\text{KClO}_3) \cdot c_{\text{эк}}(\text{KClO}_3) = \frac{m_{\text{MnO}_2}}{M_{\text{эк}}(\text{MnO}_2)};$$

$$M_{\text{эк}}(\text{MnO}_2) = \frac{87}{2} = 43,5 \text{ г/моль};$$

$$m_{\text{MnO}_2} = V_{\text{р-ра}}(\text{KClO}_3) \cdot c_{\text{эк}}(\text{KClO}_3) \cdot M_{\text{эк}}(\text{MnO}_2);$$

$$m_{\text{MnO}_2} = 0,15 \cdot 1 \cdot 43,5 = 6,5 \text{ г.}$$

Ответ:  $m_{\text{MnO}_2} = 6,5 \text{ г.}$

## 19. МЕТАЛЛЫ VIII ГРУППЫ

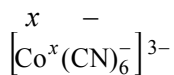
### УРОВЕНЬ А

**1. Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединении  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$ .**

Решение

Заряд комплексного иона  $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$  равен суммарному заряду ионов внешней сферы, но противоположен ему по знаку.

Степень окисления комплексообразователя определяется по заряду комплексного иона:



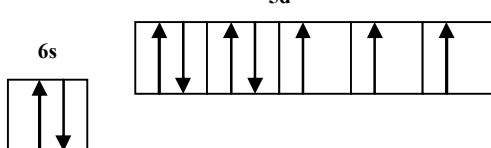
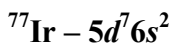
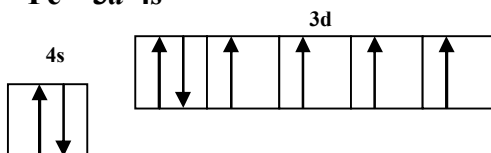
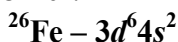
$x + 6 \cdot (-1) = -3$ , откуда  $x = 3$ , таким образом, заряд комплексообразователя  $\text{Co}^{3+}$ . Координационное число комплексообразователя ( $\text{Co}^{3+}$ ) равно суммарному числу лигандов ( $\text{CN}^-$ ), окружающих комплексообразователь, т.е.  $\text{кч}_{\text{Co}^{3+}} = 6$ .

Ответ:  $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{кч}_{\text{Co}^{3+}} = 6$ .

**2. Написать сокращенные электронные формулы атомов железа и иридия и указать расположение валентных электронов по подуровням.**

Решение

Ответ:



**3. Раствор содержит ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Pd}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла?**

Решение

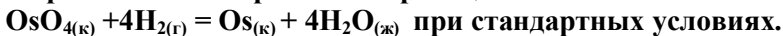
Приведенные ионы будут восстанавливаться на катоде в порядке уменьшения их стандартных электродных потенциалов:

$$\varphi_{\text{Pd}^{2+}/\text{Pd}}^0 = 0,83 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}.$$

Ответ: ионы будут восстанавливаться в следующей последовательности:  $\text{Pd}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  (+0,83; -0,25; -0,44 В).

## УРОВЕНЬ В

**1. Используя справочные значения изменений стандартных энергий Гиббса образования веществ, определить возможность самопроизвольного протекания реакции:**



**Ответ мотивировать расчетом  $\Delta_r G^\circ(298\text{К})$ .**

Дано: Уравнения химической реакции.
$\Delta_r G^\circ(298\text{ К}) - ?$

Решение

Возможность самопроизвольного протекания реакции при 298К определяется знаком величины изменения энергии Гиббса для данной реакции:

если  $\Delta_r G^\circ(298\text{ К}) < 0$ , то самопроизвольное протекание реакции при заданных условиях возможно;

если  $\Delta_r G^\circ(298\text{ К}) > 0$ , то при заданной температуре реакция невозможна.

Значение  $\Delta_r G^\circ(298\text{ К})$  определяем по первому следствию из закона Гесса:

$$\Delta_r G^\circ(298\text{ К}) = [\Delta_f G^\circ(298\text{ К}, \text{Os}_{(\text{к})}) + 4\Delta_f G^\circ(298\text{ К}, \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})})] - [\Delta_f G^\circ(298\text{ К}, \text{OsO}_{4(\text{к})}) + 4\Delta_f G^\circ(298\text{ К}, \text{H}_{2(\text{г})})].$$

	$\text{OsO}_{4(\text{к})}$	+ $4\text{H}_{2(\text{г})}$	= $\text{Os}_{(\text{к})}$	+ $4\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
$\Delta_f G^\circ(298\text{ К})$	-302,5	0	0	4(-237,3)
кДж/моль				

Тогда:

$$\Delta_r G^\circ(298\text{ К}) = 4(-237,3) - (-302,5) = -646,7 \text{ кДж.}$$

Ответ: так как  $\Delta_r G^\circ(298\text{ К}) < 0$ , то самопроизвольное протекание реакции возможно.

**2. Вычислить концентрацию ионов железа в 0,01 М растворе  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , содержащем, кроме того, 0,02 моль/л цианида калия. Константа нестойкости иона  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  в водном растворе равна  $1 \cdot 10^{-31}$ .**

Дано:

$$c_{\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]} = 0,01 \text{ моль/л,}$$

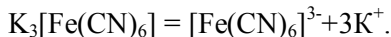
$$c_{\text{KCN}} = 0,02 \text{ моль/л,}$$

$$K_{\text{H}} = 1 \cdot 10^{-31}.$$

$$[\text{Fe}^{3+}] - ?$$

Решение

Первичная диссоциация комплексных солей протекает по типу диссоциации сильных электролитов:



Концентрация комплексного иона  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  равна 0,01 моль/л, так как из одной молекулы комплексной соли образуется один комплексный ион.

Константа нестойкости комплексного иона  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  характеризует следующий равновесный процесс:



$$K_{\text{H}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{CN}^-]^6}{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}}. \quad (19.2)$$

Присутствие цианида калия в растворе смещает равновесие диссоциации комплексного иона (19.1) влево вследствие возрастания концентрации одноименного иона  $\text{CN}^-$ , образующегося при диссоциации KCN:



После смещения равновесия устанавливается новое равновесие. Концентрацию  $\text{Fe}^{3+}$  в новом равновесии принимаем равной  $x$  моль/л.

Общая равновесная концентрация  $[\text{CN}^-]$  равна сумме концентраций  $\text{CN}^-$ , образовавшихся при диссоциации KCN и  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ :

$$[\text{CN}^-] = \underset{\text{из } [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}}{c_{\text{CN}^-}} + \underset{\text{из KCN}}{c_{\text{CN}^-}}$$

$$c_{\text{CN}^-} = 6x, \text{ моль/л;} \\ \text{из } [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$$

$$c_{\text{CN}^-} = c_{\text{KCN}} \cdot \alpha \cdot n_{\text{CN}^-} = 0,02 \cdot 1 \cdot 1 = 0,02 \text{ моль/л,}$$

из KCN

так как KCN сильный электролит,  $\alpha = 1$ ,  $n_{\text{CN}^-} = 1$ .

Тогда

$$[\text{CN}^-] = (6x + 0,02) \text{ моль/л.}$$

Вследствие малого значения  $x$  принимаем

$$6x + 0,02 \approx 0,02 \text{ моль/л.}$$

Таким образом, выражение (19.2) примет вид

$$K_{\text{н}} = \frac{x \cdot 0,02^6}{0,01} = 1 \cdot 10^{-31},$$

откуда

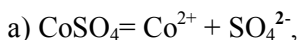
$$x = [\text{Fe}^{3+}] = \frac{0,01 \cdot 1 \cdot 10^{-31}}{0,02^6} = 1,56 \cdot 10^{-23} \text{ моль/л.}$$

Ответ:  $[\text{Fe}^{3+}] = 1,56 \cdot 10^{-23} \text{ моль/л.}$

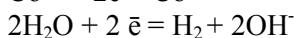
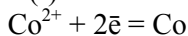
**3. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов водных растворов солей: а) сульфата кобальта (II), б) хлорида палладия (II) (анод инертный). Какие продукты выделяются на аноде и катоде?**

Дано: а) $\text{CoSO}_4$ , б) $\text{PdCl}_2$ . Анод инертный.
1. Схема электролиза – ? 2. Продукты электролиза – ?

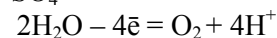
Решение



K(-)

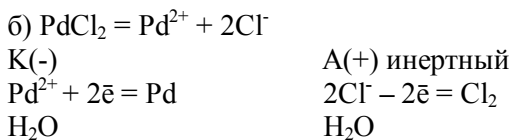


A(+ инертный)





На катоде выделяется Co и H<sub>2</sub>, на аноде выделяется O<sub>2</sub>.

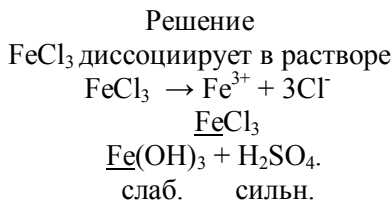


На катоде выделяется Pd, на аноде выделяется Cl<sub>2</sub>.

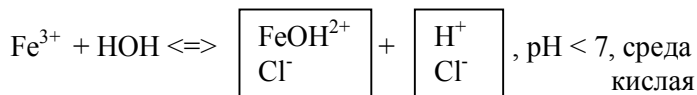
### УРОВЕНЬ С

**1. Составить ионно-молекулярное и молекулярное уравнение гидролиза хлорида железа (III). Вычислить константу, степень и pH гидролиза соли в 0,01M растворе.**

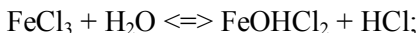
Дано:
$c_{\text{FeCl}_3} = 0,01 \text{ M}$
$K_r - ?$
$\text{pH} - ?$
$h - ?$



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза



Молекулярное уравнение гидролиза



$$K_r = \frac{K_B}{K_{3(\text{Fe(OH)}_3)}},$$

$$K_B = 10^{-14}, \quad K_{3(\text{Fe(OH)}_3)} = 1,4 \cdot 10^{-12} \text{ (таблица);}$$

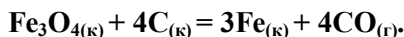
$$K_r = \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-12}} = 0,71 \cdot 10^{-2};$$

$$h = \sqrt{K_r / c_{\text{FeCl}_3}}; \quad h = \sqrt{0,71 \cdot 10^{-2} / 0,01} = 0,84;$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -1/2 \cdot \lg K_r - 1/2 \cdot \lg c_{\text{FeCl}_3} = \\ &= -1/2 \cdot \lg 0,71 \cdot 10^{-2} - 1/2 \cdot \lg 0,01 = 0,43 + 1 = 1,43 \end{aligned}$$

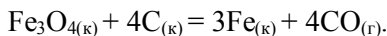
Ответ:  $h = 0,84$ ;  $K_r = 0,71 \cdot 10^{-2}$ ;  $\text{pH} = 1,43$ .

**2. Используя справочные данные по  $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K})$  и  $S^\circ(298 \text{ K})$  веществ, определить равновесное парциальное давление CO при температуре 1000 K для реакции**



Дано: Уравнение реакции, $T = 1000 \text{ K}$
$p_{\text{CO}} - ?$

Решение



$$K_p = p_{\text{CO}}^4.$$

$$-2,3RT \lg K_p = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}).$$

Значения  $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K})$  и  $S^\circ(298 \text{ K})$  веществ берем из таблицы.

	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})}$	$4\text{C}_{(\text{к})}$	$3\text{Fe}_{(\text{к})}$	$4\text{CO}_{(\text{г})}$
$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}), \text{кДж/моль}$	-1117,1	0	0	4(-110,5)
$S^\circ(298 \text{ K}), \text{Дж/моль}\cdot\text{K}$	146,2	4\cdot 5,7	3\cdot 27,15	4\cdot 197,5

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) &= [4\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{CO}_{(\text{г})}) + 3\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{Fe}_{(\text{к})})] - \\ &- [\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})}) + 4\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_{(\text{к})})]. \end{aligned}$$

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = 4(-110,5) - (-1117,1) = 675,1 \text{ кДж}.$$

$$\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = [4 S^\circ(298 \text{ K}, \text{CO}_{(г)}) + 3 S^\circ(298 \text{ K}, \text{Fe}_{(к)})] - [S^\circ(298 \text{ K}, \text{Fe}_3\text{O}_{4(к)}) + 4 S^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_{(к)})].$$

$$\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = [4 \cdot 197,5 + 3 \cdot 27,15] - [146,2 + 4 \cdot 5,7] = 702,45 \text{ Дж/К}.$$

$$K_p = 10^{\frac{-(\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - T \cdot \Delta_r S^\circ(298 \text{ K}))}{2,3 \cdot R \cdot T}}.$$

$$K_p = 10^{\frac{-(675,1 \cdot 1000 - 1000 \cdot 702,45)}{2,3 \cdot 8,31 \cdot 1000}} = 26,9$$

$$p_{\text{CO}} = \sqrt[4]{K_p} = \sqrt[4]{26,9} = 2,3 \text{ атм}.$$

Ответ:  $p_{\text{CO}} = 2,3 \text{ атм}$ .

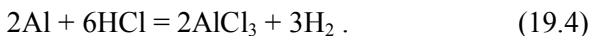
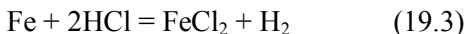
**3. При растворении 6 г сплава меди, железа и алюминия в соляной кислоте выделилось 3 л водорода (н.у.) и получено 1,86 г нерастворившегося осадка. Определить состав сплава (% мас.).**

Дано:
$m_{\text{спл}} = 6 \text{ г}$
Cu, Fe, Al
$V_{0(\text{H}_2)} = 3 \text{ л}$
$m_{\text{н.о}} = 1,86 \text{ г}$
% $\omega_{\text{Fe}} - ?$
% $\omega_{\text{Al}} - ?$
% $\omega_{\text{Cu}} - ?$

Решение

$$\omega_{\text{ме}} = \frac{m_{\text{ме}}}{m_{\text{спл}}} \cdot 100 \%$$

В соляной кислоте растворяются железо и алюминий согласно следующим уравнениям реакций:

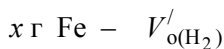
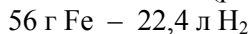
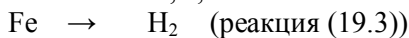


Медь в этих условиях не растворяется, следовательно:

$$m_{\text{н.о}} = m_{\text{Cu}} = 1,86 \text{ г}.$$

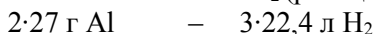
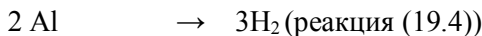
$$m_{\text{Fe+Al}} = m_{\text{спл}} - m_{\text{Cu}} = 6 - 1,86 = 4,14 \text{ г}.$$

Пусть  $x$  – масса железа в сплаве, г;



$$V'_{\text{o(H}_2\text{)}} = \frac{22,4x}{56}, \text{ л.}$$

Тогда  $(4,14 - x)$  – масса алюминия в сплаве, г;



$$V''_{\text{o(H}_2\text{)}} = \frac{(4,14 - x) \cdot 3 \cdot 22,4}{2 \cdot 27}, \text{ л.}$$

Суммарный объем выделившегося водорода:

$$V'_{\text{o(H}_2\text{)}} + V''_{\text{o(H}_2\text{)}} = \frac{22,4x}{56} + \frac{(4,14 - x) \cdot 3 \cdot 22,4}{2 \cdot 27} = 3 \text{ л.}$$

$$x = 2,56 \text{ г}$$

Следовательно  $m_{\text{Fe}} = 2,56 \text{ г}$ ,  $m_{\text{Al}} = 4,14 - 2,56 = 1,58 \text{ г}$ .

$$\omega_{\text{Fe}} = \frac{2,56}{6} \cdot 100 = 43 \%;$$

$$\omega_{\text{Al}} = \frac{1,58}{6} \cdot 100 = 26 \%;$$

$$\omega_{\text{Cu}} = \frac{1,86}{6} \cdot 100 = 31 \%.$$

Ответ: состав сплава:  $\omega_{\text{Fe}} = 43 \%$  мас.,  $\omega_{\text{Al}} = 26 \%$  мас.,  $\omega_{\text{Cu}} = 31 \%$  мас.

## ЛИТЕРАТУРА

Задачи и упражнения по химии / Г.А. Бурак [и др.]; под ред В.Н. Яглова. – Минск: БНТУ, 2003. – 119 с.

## ПРИЛОЖЕНИЯ

### ПРИЛОЖЕНИЕ 1

#### Индивидуальные домашние задания.

Номер индивидуального домашнего задания	Номера задач каждой главы		Номер индивидуального домашнего задания	Номера задач каждой главы	
1	17	20	18	1	34
2	16	21	19	2	33
3	15	22	20	3	32
4	14	23	21	4	31
5	13	24	22	5	30
6	12	25	23	6	29
7	11	26	24	7	28
8	10	27	25	8	27
9	9	28	26	9	26
10	8	29	27	10	25
11	7	30	28	11	24
12	6	31	29	12	23
13	5	32	30	13	22
14	4	33	31	14	21
15	3	34	32	15	20
16	2	18	33	16	19
17	1	19	34	17	18

## ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ КУРСА ХИМИИ

### РК-1

1. Закон сохранения массы–энергии. Закон Авогадро. Атомные и молярные массы. Моль.
2. Методы определения молярных масс газообразных веществ. Парциальное давление газа. Закон Дальтона.
3. Оксиды. Классификация. Свойства. Номенклатура.
4. Кислоты и основания. Классификация. Свойства. Номенклатура.
5. Соли. Классификация. Свойства. Номенклатура.
6. Эквивалент. Закон эквивалентов. Расчет молярных масс эквивалентов простых и сложных веществ.
7. Растворы. Молярная концентрация; молярная концентрация эквивалентов растворенного вещества. Моляльность.
8. Массовая и молярная доля растворенного вещества. Плотность раствора, титр раствора вещества.
9. Химическая термодинамика. Изохорный тепловой эффект химической реакции. Внутренняя энергия.
10. Изобарный тепловой эффект химической реакции. Энтальпия. Стандартные энтальпии образования и сгорания химических веществ.
11. I и II закон термодинамики. I и II следствия из закона Гесса.
12. Энтропия. Стандартная энтропия химических соединений. Расчет изменения энтропии химических реакций.
13. Энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования химических соединений. Расчет изменения энергии Гиббса химических реакций.
14. Энергия Гиббса и направленность протекания химических реакций.

### РК-2

1. Скорость химических реакций. Средняя и истинная скорость реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Молекулярность и порядок реакции.
2. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
3. Скорость химических реакций в гетерогенных системах. Катализ.

4. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями.

5. Принцип Ле-Шателье.

6. Физические и химические свойства воды. Диаграмма состояния воды.

7. Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов неэлектролитов.

8. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

9. Активность ионов. Кажущаяся степень диссоциации. Изотонический коэффициент. Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов.

10. Ионное произведение воды. pH растворов. Произведение растворимости. Ионно-молекулярные уравнения.

11. Основные случаи гидролиза одно- и многозарядных ионов. Усиление и ослабление процесса гидролиза.

12. Константа, степень и pH гидролиза.

### РК-3

1. Степень окисления. Типичные окислители и восстановители.

2. Реакции окисления-восстановления. Метод электронного баланса. Молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей.

3. Направление протекания и константа равновесия окислительно-восстановительных реакций.

4. Электродный потенциал, его измерение, стандартный электродный потенциал.

5. Ряд стандартных потенциалов металлических электродов. Зависимость значения электродного потенциала от концентрации и pH электролита.

6. Гальванические элементы (ГЭ), напряжение ГЭ. Современные ГЭ.

7. Аккумуляторы (щелочные и кислотные). Материалы анода и катода. Процессы, протекающие при зарядке и разрядке аккумуляторов.

8. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия металлов.

9. Показатели коррозии (весовой, объемный и глубинный). Методы защиты металлов от коррозии.

10. Электролиз растворов и расплавов. Поляризация электродов. Перенапряжение. Потенциал разложения.

11. Последовательность электродных процессов на аноде и катоде при электролизе растворов. Схемы электролиза растворов с инертными электродами и растворимым анодом.

12. Законы Фарадея. Выход по току.

13. Общие свойства металлов. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и щелочами.

14. Способы получения металлов. Пиро- и гидрометаллургические процессы.

15. Комплексные соединения, их строение, номенклатура и диссоциация в растворах.

16. Жесткость воды и способы ее устранения.

17. Синтетические полимеры. Реакции полимеризации и поликонденсации.

## **ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ КУРСА ХИМИИ ДЛЯ СТУДЕНТОВ МТФ**

### **I СЕМЕСТР**

#### I блок

1. Закон сохранения массы–энергии. Закон Авогадро. Атомные и молярные массы. Моль.

2. Методы определения молярных масс газообразных веществ. Парциальное давление газа. Закон Дальтона.

3. Оксиды. Классификация. Свойства. Номенклатура.

4. Кислоты и основания. Классификация. Свойства. Номенклатура.

5. Соли. Классификация. Свойства. Номенклатура.

6. Эквивалент. Закон эквивалентов. Расчет молярных масс эквивалентов простых и сложных веществ.

7. Растворы. Молярная концентрация; молярная концентрация эквивалентов растворенного вещества. Моляльность.

8. Массовая и молярная доля растворенного вещества. Плотность раствора, титр раствора вещества.

9. Химическая термодинамика. Изохорный тепловой эффект химической реакции. Внутренняя энергия.



10. Изобарный тепловой эффект химической реакции. Внутренняя энергия. Энтальпия. Стандартные энтальпии образования и сгорания химических веществ.

11. I и II закон термохимии. I и II следствия из закона Гесса.

12. Энтропия. Стандартная энтропия химических соединений. Расчет изменения энтропии химических реакций.

13. Энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования химических соединений. Расчет изменения энергии Гиббса химических реакций.

14. Энергия Гиббса и направленность протекания химических реакций.

## II блок

1. Скорость химических реакций. Средняя и истинная скорость реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Молекулярность и порядок реакции

2. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.

3. Скорость химических реакций в гетерогенных системах. Катализ.

4. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями.

5. Принцип Ле-Шателье.

6. Физические и химические свойства воды. Диаграмма состояния воды.

7. Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов неэлектролитов.

8. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

9. Активность ионов. Кажущаяся степень диссоциации. Изотонический коэффициент. Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов.

10. Ионное произведение воды. pH растворов. Произведение растворимости. Ионно-молекулярные уравнения.

11. Основные случаи гидролиза одно- и многозарядных ионов. Усиление и ослабление процесса гидролиза.

12. Константа, степень и pH гидролиза.

### III блок

1. Степень окисления. Типичные окислители и восстановители.
2. Реакции окисления-восстановления. Метод электронного баланса. Молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей.
3. Направление протекания и константа равновесия окислительно-восстановительных реакций.
4. Электродный потенциал, его измерение, стандартный электродный потенциал.
5. Ряд стандартных потенциалов металлических электродов. Зависимость значения электродного потенциала от концентрации и pH электролита.
6. Гальванические элементы (ГЭ), напряжение ГЭ. Современные ГЭ.
7. Аккумуляторы (щелочные и кислотные). Материалы анода и катода. Процессы, протекающие при зарядке и разрядке аккумуляторов.
8. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия металлов.
9. Показатели коррозии (весовой, объемный и глубинный). Методы защиты металлов от коррозии.
10. Электролиз растворов и расплавов. Поляризация электродов. Перенапряжение. Потенциал разложения.
11. Последовательность электродных процессов на аноде и катоде при электролизе растворов. Схемы электролиза растворов с инертными электродами и растворимым анодом.
12. Законы Фарадея. Выход по току.
13. Химия полимеров.
14. Комплексные соединения, их строение, номенклатура и диссоциация в растворах.
15. Комплексообразование в металлургических процессах.

## II СЕМЕСТР

### I блок

1. Общие свойства металлов. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и щелочами.
2. Пирометаллургические способы получения металлов.

3. Гидрометаллургические способы получения металлов.
4. Электрометаллургические способы получения металлов.
5. Электронная формула атома и Периодическая система Д.И. Менделеева, основное и возбужденное состояние атома. Энергия ионизации и сродства к электрону. Электроотрицательность.
6. Общая характеристика *s*-металлов.
7. Способы получения *s*-металлов.
8. Основные химические свойства *s*-металлов и их соединений.
9. Жесткость воды и способы ее устранения.
10. Общая характеристика *p*-металлов.
11. Способы получения *p*-металлов.
12. Основные химические свойства *p*-металлов и их соединений.

## II блок

1. Общая характеристика *d*-металлов.
2. Способы получения *d*-металлов.
3. Кислотно-основные свойства *d*-металлов и их соединений.
4. Окислительно-восстановительные свойства *d*-металлов и их соединений.
5. Общая характеристика элементов подгруппы ванадия, свойства и способы получения.
6. Общая характеристика элементов подгруппы хрома и способы получения.
7. Химические свойства элементов подгруппы хрома и их соединений.
8. Общая характеристика элементов подгруппы марганца и способы получения.
9. Химические свойства элементов подгруппы марганца и их соединений.
10. Общая характеристика элементов семейства железа и способы получения.
11. Химия элементов семейства железа и их соединений.
12. Общая характеристика платиновых металлов и способы получения.
13. Общая характеристика *f*-металлов.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение .....	3
1. Основные классы неорганических соединений .....	5
2. Эквивалент. Закон эквивалентов .....	6
3. Способы выражения состава растворов .....	23
4. Энергетика химических реакций .....	32
5. Скорость химических реакций и химическое равновесие .....	40
6. Физико-химические свойства растворов .....	48
7. Растворы сильных и слабых электролитов. Произведение растворимости. Ионно-молекулярные уравнения .....	56
8. Гидролиз солей .....	64
9. Окислительно-восстановительные реакции .....	74
10. Гальванические элементы. Коррозия металлов .....	82
11. Электролиз растворов .....	94
12. Получение и химические свойства металлов .....	103
13. Комплексные соединения .....	113
14. Жесткость воды .....	122
15. Высокомолекулярные соединения (полимеры). Способы получения .....	130
16. Металлы III–IV группы .....	136
17. Металлы V–VI группы .....	144
18. Металлы VII группы .....	150
19. Металлы VIII группы .....	155
Литература .....	163
Приложения .....	164
Приложение 1. Индивидуальные домашние задания .....	164
Приложение 2. Основные вопросы курса химии .....	165

Учебное издание

БУРАК Галина Адамовна  
ЕВСЕЕВА Елена Анатольевна  
МЕДВЕДЕВ Дмитрий Иванович и др.

## ЗАДАЧИ ПРЕДЛАБОРАТОРНОГО КОНТРОЛЯ ПО ХИМИИ

Пособие для студентов I курса

Редактор Т.Н. Микулик  
Технический редактор О.В. Дубовик  
Компьютерная верстка О.В. Дубовик

---

Подписано в печать 29.04.2009.

Формат 60×84<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага офсетная.

Отпечатано на ризографе. Гарнитура Таймс.

Усл. печ. л. 10,00. Уч.-изд. л. 7,82. Тираж 1000. Заказ 661.

---

Издатель и полиграфическое исполнение:  
Белорусский национальный технический университет.

ЛИ № 02330/0494349 от 16.03.2009.

Проспект Независимости, 65. 220013, Минск.