

**Министерство образования Республики Беларусь
БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ**

Кафедра химии

**ЗАДАЧИ ПРЕДЛАБОРАТОРНОГО КОНТРОЛЯ
ПО ХИМИИ**

**Учебно-методическое пособие по дисциплине "Химия"
для студентов I курса**

Минск 2005

**Министерство образования Республики Беларусь
БЕЛОРУССКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ**

Кафедра химии

**ЗАДАЧИ ПРЕДЛАБОРАТОРНОГО
КОНТРОЛЯ ПО ХИМИИ**

**Учебно-методическое пособие по дисциплине "Химия" для
студентов I курса**

**Минск
2005**

УДК 546.66.015

Г.А. Бурак, И.М. Граншикова, Е.А. Евсеева, Н.А. Кречко,
Э.Ф. Марчик, Д.И. Медведев, А.А. Меженцев, И.Б. Проворова,
Л.М. Слепнева, И.А. Шнып, В.О. Шункевич, В.Н. Яглов

Под редакцией В.Н.Яглова

Задачи предлабораторного контроля по химии/ Учебно-методическое пособие по дисциплине "Химия" для студентов I курса. - Мн.: БНТУ, 2005.

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.

Рецензент Г.И. Новиков

УДК 546.66.015

© Бурак Г.А. и др.

ВВЕДЕНИЕ

При изучении курса химии предусмотрены следующие виды занятий: лекции и лабораторные занятия. Лекции читаются в соответствии с рабочей программой, вопросы которой представлены в П. 2 настоящего методического пособия.

На первом занятии студент получает номер варианта своего индивидуального домашнего задания (см. П 1 методического пособия).

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 2,0 балла. Затем проводится предлабораторный контроль. На предлабораторном контроле каждому студенту предлагается 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 - 1,5 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 методическом пособии.

После лабораторного контроля студент приступает к выполнению лабораторной работы.

Качество выполнения лабораторной работы оценивается следующим образом:

а) студент качественно выполнивший эксперимент с погрешностью до 5%, аккуратно оформивший и сдавший отчет преподавателю до конца занятий, получает 2,5 балла;

б) студент, выполнивший эксперимент с погрешностью от 5 до 10%, оформивший и сдавший отчет до конца занятий, получает дополнительно 2 балла;

в) студент, выполнивший эксперимент с погрешностью от 10 до 15%, оформивший и сдавший отчет до конца занятий, получает дополнительно 1 балл;

г) студенту, не выполнившему эксперимент или получившему результат с погрешностью более 15%, или не сдавшему отчет до конца занятий, лабораторная работа не зачитывается. Студент обязан отработать эту работу в установленные сроки.

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

Ф.И.О. студента _____

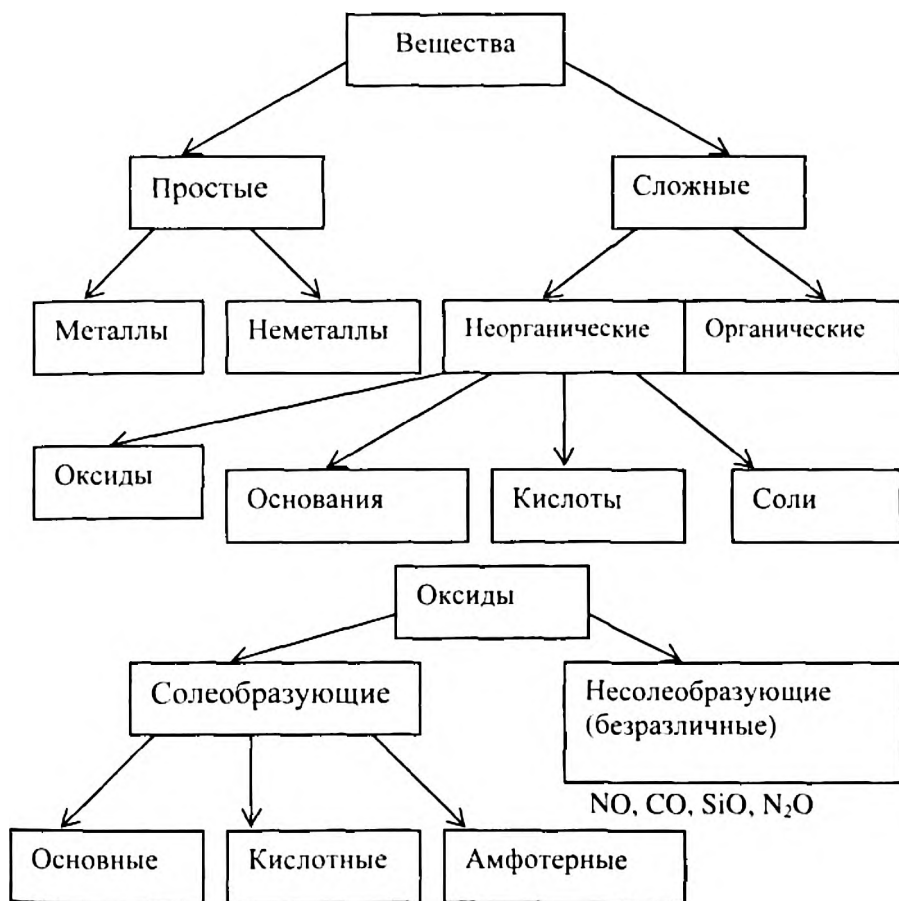
Номер варианта
домашнего задания _____

Ф.И.О. лектора _____

Ф.И.О. преподавателя,
ведущего лабораторный
практикум _____

Ф.И.О. лаборанта _____

1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



Основные:

Li_2O - оксид лития;
 MgO - оксид магния;
 MnO - оксид марганца(II).

Кислотные:

B_2O_3 - оксид бора (III);
 CO_2 - оксид углерода(IV);
 CrO_3 - оксид хрома(VI).

Амфотерные:

BeO - оксид бериллия;

Al_2O_3 - оксид алюминия;

Cr_2O_3 - оксид хрома (III);

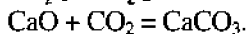
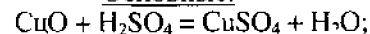
ZnO - оксид цинка;

SnO - оксид олова (II);

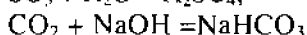
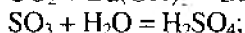
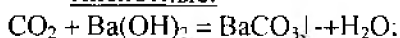
PbO - оксид свинца (II).

СВОЙСТВА ОКСИДОВ:

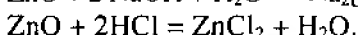
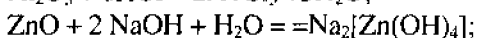
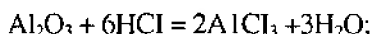
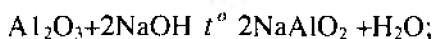
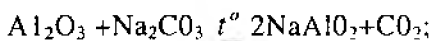
Основные:



Кислотные:



Амфотерные:



$LiOH$ - гидроксид лития;

$NaOH$ - гидроксид натрия;

KOH - гидроксид калия;

$RbOH$ - гидроксид рубидия;

$CsOH$ - гидроксид цезия;

$Ca(OH)_2$ - гидроксид кальция;

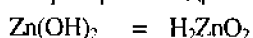
$Sr(OH)_2$ - гидроксид стронция;

$Ba(OH)_2$ - гидроксид бария;

$Cr(OH)_3$ - гидроксид хрома (III);

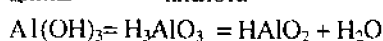
$Mg(OH)_2$ - гидроксид магния и др.

Амфотерные гидроксиды:



гидроксид цинковая

цинка кислота

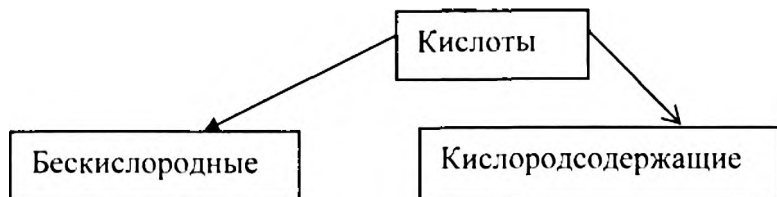
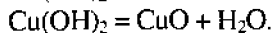
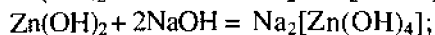
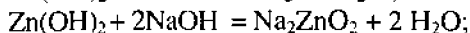
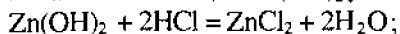
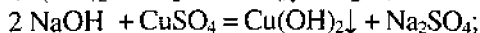
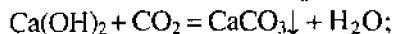
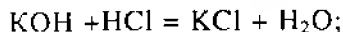


гидроксид ортоалю- метаалю-

алюминия миниевая миниевая

кислота кислота

СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ



HCl - хлороводородная;

HI - иодоводородная;

HBr - бромоводородная;

H₂S - сероводородная;

HCN - циановодородная.

H₃BO₃ - ортоборная;

HBO₂ - метаборная;

H₂CO₃ - угольная;

HNO₃ - азотная;

HNO₂ - азотистая;

H₃PO₄ - ортофосфорная;

HPO₃ - метафосфорная;

H₃PO₃ - фосфористая;

HMnO₄ - марганцовая;

H₂CrO₄ - хромовая;

H₂SO₄ - серная;

H₂SO₃ - сернистая;

HOCl - хлорноватистая;

HOClO₂ - хлористая;

HOClO₃ - хлорноватая;

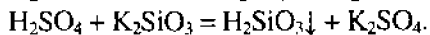
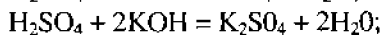
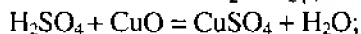
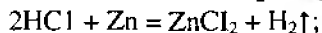
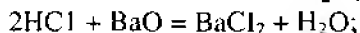
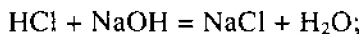
HOClO₄ - хлорная;

CH₃COOH - уксусная;

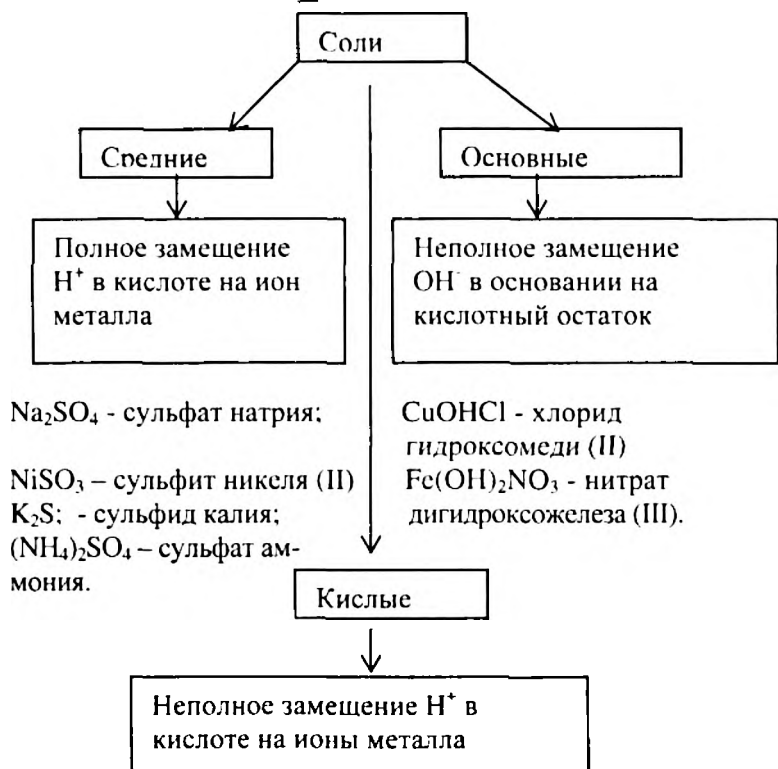
H₂SiO₃ - кремниевая.

(Название кислот - см. табл. П1 [I]).

СВОЙСТВА КИСЛОТ:



(Основание+кислота) ↘



Na_2SO_4 - сульфат натрия;

NiSO_3 - сульфит никеля (II)

K_2S - сульфид калия;

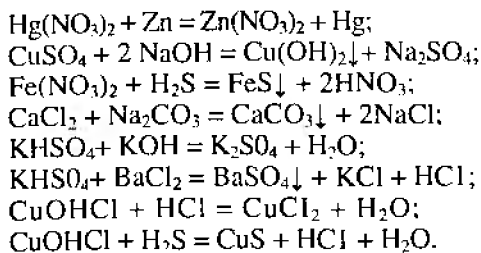
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ - сульфат аммония.

CuOHCl - хлорид гидроксомеди (II)

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ - нитрат дигидроксожелеза (III).

KHSO_3 - гидросульфит калия;
 $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ - дигидроортофосфат алюминия.

СВОЙСТВА СОЛЕИ;



НЕКОТОРЫЕ ПРАВИЛА ОПРЕДЕЛЕНИЯ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ В ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ.

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.
Например; H_2^0 ; N_2^0 ; O_2^0 ; Na^0 , Cu^0 , Fe^0 , Hg^0 , S^0 , P^0 , B^0 и др.
2. Атомы кислорода в соединениях 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. Металлы IA, IIA и IIIA подгрупп Периодической системы проявляют степень окисления соответственно (+1), (+2) и (+3).
Например: $\text{Na}_2^{+1}\text{O}^{-2}$; $\text{Sr}^{+2}\text{O}^{-2}$; $\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$.
4. Для водорода степень окисления равна (+1).
Например: $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}$, $\text{N}^{+3}\text{H}_3^{+1}$, $\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ и т.д.
Исключения: гидриды металлов типа $\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-1}$; $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$; в которых степень окисления водорода (-1).
5. Алгебраическая сумма степеней окисления отдельных атомов, образующих молекулу, с учетом стехиометрических индексов равна нулю. Например, можно определить степень окисления азота в молекуле 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 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$(+1) \cdot 2 + x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = 0 \quad x = +6$$
6. Атомы одного и того же элемента в различных соединениях могут иметь различные степени окисления, например:
 $\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2}$; $\text{H}_2^{+1}\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{-2}$; $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2^{-2}$.

4. Указать из предложенных пар солей пару только кислых солей:

- 1) NaHS , $\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$ 3) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Mn}(\text{HSO}_3)_2$
2) FeOHCl , $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$ 4) KHCO_3 , ZnOHNO_3

Ответ: 1) NaHS , $\text{Cu}(\text{HCO}_3)_2$

5. Указать из предложенных пар солей пару только средних солей:

- 1) Na_2SiO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ 3) K_3PO_4 , CrOHCl_2
2) Li_2CO_3 , $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ 4) CuSO_4 , MgOHNO_3

Ответ: 1) Na_2SiO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

6. Указать из предложенных пар солей пару только основных солей:

- 1) ZnHPO_4 , $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$ 3) CuOHCl , $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$
2) NiOHNO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 4) KH_2PO_4 , CoOHNO_3

Ответ: 3) CuOHCl , $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$

УРОВЕНЬ В

1. а) Назвать следующие химические соединения и определить степень окисления всех элементов соединений: CO , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , KHS , Na_2CO_3 , $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$.

б) Написать формулы следующих химических соединений: оксид свинца (IV), гидроксид железа (III), сульфат лития, хлорид гидроксицинка.

Ответ:

- а) $\text{C}^{+2}\text{O}^{-2}$ - оксид углерода (II),
 $\text{Mg}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_2$ - гидроксид магния,
 $\text{H}^{+1}_2\text{S}^{+4}\text{O}^{-2}_3$ - 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,
 $\text{Al}^{+3}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}(\text{N}^{+5}\text{O}^{-2}_3)_2$ - нитрат гидроксиалюминия.
- б) Оксид свинца (IV) - PbO_2 ,
гидроксид железа (III) - $\text{Fe}(\text{OH})_3$,
сульфат лития - Li_2SO_4 ,
хлорид гидроксицинка - ZnOHCl

УРОВЕНЬ С

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

Дано:

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

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

$$t = 200^\circ\text{C}$$

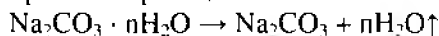
$$P = 83,2\text{ кПа}$$

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

$$n - ?$$

РЕШЕНИЕ:

При прокаливании кристаллогидрата протекает реакция:



Находим массу воды, выделившейся при реакции

$$1,43 - 0,53 = 0,9\text{ г}$$

Из приведенного уравнения видно 1 моль Na_2CO_3 - n моль H_2O

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

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 2 + 16 = 18\text{ г/моль}$$

Составляем пропорцию:

$$106\text{ г/моль} - n \cdot 18\text{ г/моль}$$

$$0,53\text{ г Na}_2\text{CO}_3 - 0,9\text{ г H}_2\text{O}$$

$$n = \frac{106 \cdot 0,9}{0,53 \cdot 18} = 10$$

Объем выделившейся паробразной воды при указанных условиях можно рассчитать двумя способами:

а) Исходя из мольного объема газа $V_m = 22,4\text{ л/моль}$

$$22,4\text{ л/моль} - 18\text{ г/моль}$$

$$V_{\text{O}(\text{H}_2\text{O})} - 0,9\text{ г H}_2\text{O}$$

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

приведенной к нормальным условиям. Для приведения объема к условиям задачи, воспользуемся объединенным газовым законом:

$$\frac{P_0 \cdot V_{0(\text{H}_2\text{O})}}{T_0} = \frac{P \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}{T}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P_0 \cdot V_{0(\text{H}_2\text{O})} \cdot T}{T_0 \cdot P} = \frac{101,325 \cdot 1,12 \cdot 473}{273 \cdot 83,2} = 2,36 \text{ л}$$

б) Воспользуемся уравнением Менделеева-Клапейрона:

$$P \cdot V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} R T \quad \text{выразив данные задачи в единицах СИ:}$$

$$(R = 8,314 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}, m_{\text{H}_2\text{O}} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ кг},$$

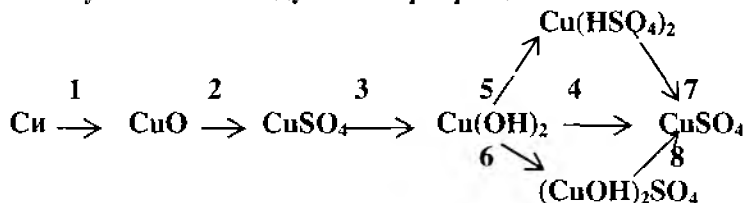
$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}, P = 8,32 \cdot 10^4 \text{ Па}, T = 273 + 200 = 473 \text{ К}$$

Находим $V_{\text{H}_2\text{O}}$

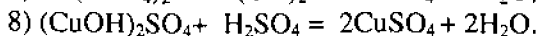
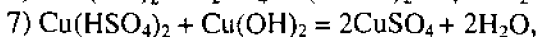
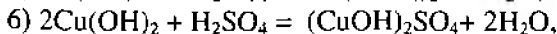
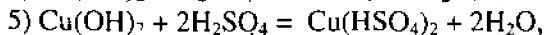
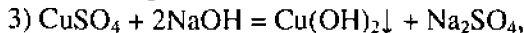
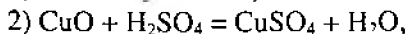
$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot R \cdot T}{P \cdot M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{9 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 473}{8,32 \cdot 10^4 \cdot 18 \cdot 10^{-3}} = 0,00236 \text{ м}^3 = 2,36 \text{ л}$$

Ответ: формула кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $V_{\text{H}_2\text{O}} = 2,36 \text{ л}$.

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



Ответ:



3. При взаимодействии 1,8 г технического карбоната кальция (мела) с HCl выделилось 400 см³ CO₂, собранного над водным раствором NaHCO₃ 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 CaCO₃ 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:

$$\omega_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{m_{\text{CaCO}_3, \text{техн}}} \cdot 100, \%$$

Массу чистого CaCO₃ (m_{CaCO_3})

определяем по уравнению реакции:



Т.к. из 1 моль CaCO₃ по стехиометрии реакции выделяется 1 моль CO₂, Составляем пропорцию:

$$M_{\text{CaCO}_3} - V_{\text{CO}_2} \text{ (22400 см}^3 \text{ при н.у.)}$$

$$m_{\text{CaCO}_3} - V_{0(\text{CO}_2)}$$

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

$$\text{тогда } 100 \text{ г} - 22400 \text{ см}^3$$

$$m_{\text{CaCO}_3} - V_{0(\text{CO}_2)}, \text{ где } V_{0(\text{CO}_2)} - \text{объем выделившегося}$$

CO₂, приведенный к нормальным условиям. Для приведения объема к условию задачи воспользуемся объединенным газовым законом:

$$\frac{P_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_{0(\text{CO}_2)}}{T_0}, \quad V_{0(\text{CO}_2)} = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0}$$

где $P_{\text{CO}_2} = P_{\text{общ}} - P_{\text{H}_2\text{O}} = 730 - 12,79 = 717,21 \text{ мм рт.ст.}$

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

$$\text{тогда } V_{0(\text{CaCO}_3)} = \frac{717,21 \cdot 400 \cdot 273}{288 \cdot 760} = 357,8 \text{ см}^3$$

Подставляем это значение в пропорцию
 $100 \text{ г} - 22400 \text{ см}^3$

$$m_{\text{CaCO}_3} - 357,8 \text{ см}^3 \quad m_{\text{CaCO}_3} = \frac{100 \cdot 357,8}{22400} = 1,6 \text{ г}$$

Определяем содержание CaCO_3

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

Ответ: содержание CaCO_3 в меле 88,89%.

2. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ. УРОВЕНЬ А

1. Назвать трехвалентный металл, молярная масса эквивалента которого равна 9г/моль.

Ответ:

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

где В – валентность металла

$$M_{\text{Me}} = M_{\text{эк}}(\text{Me}) \cdot \text{В} = 9 \cdot 3 = 27 \text{ г/моль},$$

что соответствует молярной массе атома алюминия.

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

Ответ:

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

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

В – валентность хрома, равная 3

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

$$\text{Ответ: } M_{\text{эк}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{52}{3} + 8 = 25,33 \text{ г/моль.}$$

3. Определить молярную массу эквивалента карбоната натрия.

Ответ:

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

n - число атомов натрия;

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% масс. кислорода. Вычислить молярную массу эквивалента элемента и назвать элемент.

РЕШЕНИЕ:

Дано:

$$\omega_{\text{O}_2} = 68,90\% \text{ масс.}$$

$$B = 3$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Э}) - ?$$

$$\text{Э} - ?$$

По закону эквивалентов:

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

$$m_{\text{Э}} = M_{\text{эк}}(\text{Э})$$

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

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

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

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

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

$M_{\text{эк}}(\text{Э}) = \frac{M_3}{B}$, где B – валентность элемента.

$M_3 = M_{\text{эк}}(\text{Э}) \cdot B = 3,61 \cdot 3 = 10,83$ г/моль, что соответствует молекулярной массе атома бора.

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

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

РЕШЕНИЕ:

Дано:

$$m_{\text{окс.}} = 7,2 \text{ г}$$

$$V_{\text{O}(\text{H}_2)} = 2,24 \text{ л}$$

$M_{\text{эк}}(\text{Окс.}) - ?$

$M_{\text{эк}}(\text{Me}) - ?$

По закону эквивалентов

$$\frac{m_{\text{окс.}}}{V_{\text{O}(\text{H}_2)}} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Окс})}{V_{\text{M}_{\text{эк}}(\text{H})}}$$

$$V_{\text{M}_{\text{эк}}(\text{H})} = 11,2 \text{ л/моль}$$

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

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

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

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

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

3. Хлорид некоторого металла массой 0,493 г обработали избытком раствора AgNO_3 . При этом образовалось 0,86 г AgCl . Вычислить молярную массу эквивалента металла.

РЕШЕНИЕ:

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

По закону эквивалентов:

$$m_{MeCl_x} = M_{эк}(MeCl_x)$$

$$m_{AgCl} = M_{эк}(AgCl)$$

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

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

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

$$M_{эк}(MeCl_x) = M_{эк}(Me) + M_{эк}(Cl)$$

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

$$M_{эк}(Me) = M_{эк}(MeCl_x) - M_{эк}(Cl)$$

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

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

УРОВЕНЬ С

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

Дано:

$$m_{Me} = 16,25 \text{ г}$$

$$V = 2$$

$$V_{H_2} = 6,52 \text{ л}$$

$$T = 298 \text{ К}$$

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

$$P_{H_2O} = 23,76 \text{ мм рт.ст}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) - ?$$

$$\text{Me} - ?$$

РЕШЕНИЕ:

По закону эквивалентов

$$m_{\text{Me}} = M_{\text{эк}}(\text{Me})$$

$$V_{O(H_2)} = V_{M_{\text{эк}}(H)}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = \frac{m_{\text{Me}} \cdot V_{M_{\text{эк}}(H)}}{V_{O(H_2)}} =$$

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

По объединенному уравнению газового состояния определяем

$$V_{O(H_2)}$$

$$P_{H_2} \cdot V_{H_2} = P_0 \cdot V_{O(H_2)}, \text{ где}$$
$$\frac{P_{H_2}}{T} = \frac{P_0}{T_0}$$

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

$$P_{\text{общ}} = P_{H_2} + P_{H_2O}; \quad P_{H_2} = P_{\text{общ}} - P_{H_2O}$$

$$\frac{(P_{\text{общ}} - P_{H_2O}) \cdot V_{H_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_{O(H_2)}}{T_0}$$

$$V_{O(H_2)} = \frac{(P_{\text{общ}} - P_{H_2O}) \cdot V_{H_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0} = \frac{(730 - 23,76) \cdot 6,52}{298 \cdot 760} =$$

$$= 5,55 \text{ л}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = \frac{16,25 \cdot 11,2}{5,55} = 32,79 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = \frac{M_{\text{Me}}}{B}, \text{ г/моль, где } B - \text{валентность металла}$$

$M_{\text{Me}} = M_{\text{эк}}(\text{Me}) \cdot B = 32,79 \cdot 2 = 65,58 \text{ г/моль}$, что соответствует молекулярной массе атома цинка.

Ответ: $M_{\text{эк}}(\text{Zn}) = 32,79 \text{ г/моль}$
металл – Zn

2. При окислении металла израсходовано 3,79 л кислорода, измеренного при 293 К и давлении 740 мм рт.ст. Образовалось 39,43 г оксида. Определить молярные массы эквивалентов металла и оксида.

<p>Дано: $m_{\text{окс.}} = 39,43 \text{ г}$ $V_{\text{O}_2} = 3,79 \text{ л}$ $T = 293 \text{ К}$ $P_{\text{O}_2} = 740 \text{ мм рт.ст.}$</p>
<p>$M_{\text{эк}}(\text{Окс}) - ?$ $M_{\text{эк}}(\text{Me}) - ?$</p>

РЕШЕНИЕ:

По закону эквивалентов

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

$$M_{\text{эк}}(\text{Окс}) = \frac{m_{\text{окс.}} \cdot V_{M_{\text{эк}}(\text{O})}}{V_{\text{O}_2(\text{O}_2)}}$$

$$V_{M_{\text{эк}}(\text{O})} = 5,6 \text{ л/моль}$$

По объединенному уравнению газового состояния определяем

$V_{\text{O}_2(\text{O}_2)}$

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

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

$$V_{\text{O}_2(\text{O}_2)} = \frac{P_{\text{O}_2} \cdot V_{\text{O}_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0} = \frac{740 \cdot 3,79 \cdot 273}{293 \cdot 760} = 5,44 \text{ л.}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Окс}) = \frac{39,43 \cdot 5,6}{3,44} = 64,2 \text{ г/моль}$$

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

$$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = M_{\text{эк}}(\text{Окс}) - M_{\text{эк}}(\text{O})$$

$$= 64,2 - 8 = 56,2 \text{ г/моль}$$

Ответ: $M_{\text{эк}}(\text{Окс}) = 64,2 \text{ г/моль}$

$M_{\text{эк}}(\text{Me}) = 56,2 \text{ г/моль}$

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

- а) хлорида дигидроксожелеза (III);
 б) хлорида гидроксожелеза (III);
 в) хлорида железа (III).

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

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

РЕШЕНИЕ:

$$M_{эк}(\text{основ.}) = \frac{M_{\text{.....}}}{n_{OH^-}}, \text{ г/моль}$$

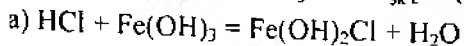
n_{OH^-} - число гидроксогрупп, замещенных в реакции на кислотный остаток.

$$n_{эк}(HCl) = \frac{m_{HCl}}{M_{эк}(HCl)},$$

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

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

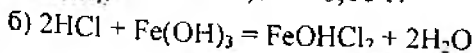
$$m_{Fe(OH)_3} = n_{эк}[Fe(OH)_3] \cdot M_{эк}[Fe(OH)_3]$$



$$M_{эк}[Fe(OH)_3] = \frac{M_{Fe(OH)_3}}{1} = \frac{106,8}{1} = 106,8 \text{ г/моль}$$

$$n_{эк}(HCl) = n_{эк}[Fe(OH)_3]$$

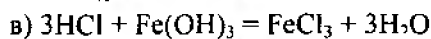
$$m_{Fe(OH)_3} = 0,1 \cdot 106,8 = 10,68 \text{ г.}$$



$$M_{эк}[Fe(OH)_3] = \frac{M_{Fe(OH)_3}}{2} = \frac{106,8}{2} = 53,4 \text{ г/моль}$$

$$0,1 = \frac{m_{\text{Fe(OH)}_3}}{53,4}$$

$$m_{\text{Fe(OH)}_3} = 0,1 \cdot 53,4 = 5,34 \text{ г}$$



$$M_{\text{эк}}[\text{Fe(OH)}_3] = \frac{M_{\text{Fe(OH)}_3}}{3} = \frac{106,8}{3} = 35,6 \text{ г/моль.}$$

$$0,1 = \frac{m_{\text{Fe(OH)}_3}}{36,5}$$

$$m_{\text{Fe(OH)}_3} = 0,1 \cdot 36,5 = 3,65 \text{ г.}$$

Ответ: а) $M_{\text{эк}}[\text{Fe(OH)}_3] = 106,8 \text{ г/моль}$

$$m_{\text{Fe(OH)}_3} = 10,68 \text{ г.}$$

б) $M_{\text{эк}}[\text{Fe(OH)}_3] = 53,4 \text{ г/моль}$

$$m_{\text{Fe(OH)}_3} = 5,34 \text{ г}$$

в) $M_{\text{эк}}[\text{Fe(OH)}_3] = 35,6 \text{ г/моль.}$

$$m_{\text{Fe(OH)}_3} = 3,56 \text{ г.}$$

3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРА

УРОВЕНЬ А

1. Записать выражение массовой доли растворенного вещества. Указать размерность.

Ответ:

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100, [\%] \quad \omega_R = \frac{m_B}{m_{\text{р-ра}}}$$

2. Записать выражение молярной доли растворенного вещества.

$$\text{Ответ: } \chi_B = \frac{n_B}{n_B + n_{\text{р-теля}}} = \frac{m_B / M_B}{m_B / M_B + m_{\text{р-теля}} / M_{\text{р-теля}}}$$

3. Записать выражение молярной концентрации вещества. Указать размерность.

$$\text{Ответ: } C_B = \frac{n_B}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_B}{M_B \cdot V_{\text{р-ра}}}, \quad [\text{моль/л}]$$

4. Записать выражение молярной концентрации эквивалентов вещества. Указать размерность.

$$\text{Ответ: } C_{\text{эк}}(B) = \frac{n_{\text{эк}}(B)}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_B}{M_{\text{эк}}(B) \cdot V_{\text{р-ра}}}, \quad [\text{моль/л}]$$

5. Записать выражение моляльности вещества в растворе. Указать размерность.

$$C_m(B) = \frac{n_B}{m_{\text{р-геля}}} = \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{\text{р-геля}}}, \quad [\text{моль/кг}]$$

6. Записать выражение титра раствора вещества. Указать размерность.

$$\text{Ответ: } T_B = \frac{m_B}{V_{\text{р-ра}}}, \quad [\text{г/см}^3]$$

УРОВЕНЬ В

1. Сколько граммов хлорида железа (III) содержится в 500 см³ 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:

Молярная концентрация эквивалентов вещества равна:

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

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

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

$M_{\text{эк}}(\text{FeCl}_3)$ - молярная масса эквивалента хлорида железа (III), г/моль.

M_{FeCl_3} - молярная масса хлорида железа (III), г/моль.

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

V - валентность железа (3),

n - число атомов железа в молекуле соли (1).

$$\text{Тогда } m(\text{FeCl}_3) = 0,1 \cdot \frac{162,5}{3} \cdot 500 \cdot 10^{-3} = 2,708 \approx 2,71 \text{ г,}$$

где 10^{-3} - пересчет см^3 в л.

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

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

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

РЕШЕНИЕ:

По определению

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

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

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

Откуда:

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

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

3. Определить молярную концентрацию вещества в растворе, содержащем 40 г сульфата меди (II) в 800 см^3 раствора.

Дано:

$$V_{\text{р-ра}} = 800 \text{ мл}$$

$$m_{\text{CuSO}_4} = 40 \text{ г}$$

$$C_{\text{CuSO}_4} = ?$$

РЕШЕНИЕ:

Молярную концентрацию CuSO_4 вычисляем 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_{CuSO_4} – молярная масса сульфата меди (II), г/моль.

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

$$\text{Тогда } C_{\text{CuSO}_4} = \frac{40}{160 \cdot 800 \cdot 10^{-3}} = 0,3125 \approx 0,31 \text{ моль/л,}$$

где 10^{-3} - пересчет см^3 в л.

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

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

Дано:

$$m_{\text{р-ра}} = 100 \text{ г}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 5,3 \text{ г}$$

$$C_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$$

РЕШЕНИЕ:

Моляльность Na_2CO_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:

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

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

Следовательно:

$$C_m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{5,3 \cdot 1000}{106 \cdot 94,7} = 0,5279 \approx 0,53 \text{ моль/кг}$$

где 1000 - пересчет г в кг.

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

5. Определить титр раствора вещества, если в 200 см^3 раствора содержится $0,1$ моль гидроксида калия.

Дано: $V_{\text{р-ра}} = 200 \text{ см}^3$ $n_{\text{KOH}} = 0,1$ 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_{KOH} - молярная масса гидроксида калия, г/моль.
 $M_{\text{KOH}} = 39 + 16 + 1 = 56$ г/моль.

Следовательно, $T_{\text{KOH}} = \frac{5,6}{200} = 0,028$ г/см³

Ответ: $T_{\text{KOH}} = 0,028$ г/см³.

6. Определить молярную долю растворенного вещества в $3,42\%$ -ном растворе сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

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

РЕШЕНИЕ:

Молярную долю сахарозы в растворе определяем по формуле:

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

где:

$m_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}$ и $m_{\text{H}_2\text{O}}$ - соответственно массы сахарозы и воды, г;

$M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}$ и $M_{\text{H}_2\text{O}}$ - соответственно молярные массы сахарозы и воды (342 г/моль и 18 г/моль).

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

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

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

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

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

УРОВЕНЬ С

1. Плотность 6% раствора ортофосфорной кислоты равна $1,031 \text{ г/см}^3$. Рассчитать:

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

Дано:

$$\omega_{H_3PO_4} = 6\%$$

$$\rho_{p-ра} = 1,031 \text{ г/см}^3$$

$$C_{H_3PO_4} - ?$$

$$C_{эк} (H_3PO_4) - ?$$

$$C_m (H_3PO_4) - ?$$

РЕШЕНИЕ:

а) Молярную концентрацию кислоты определяем по формуле:

$$C_{H_3PO_4} = \frac{m_{H_3PO_4}}{M_{H_3PO_4} \cdot V_{p-ра}} \text{ ; моль/л.}$$

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

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

Следовательно, $C_{H_3PO_4} = \frac{6}{98 \cdot 97 \cdot 10^{-3}} = 0,63 \text{ моль/л.}$

где 10^{-3} - пересчет см^3 в л.

б) молярную концентрацию эквивалентов кислоты определяем по формуле:

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

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

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

в) молярность кислоты в растворе определяем по формуле:

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

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 100 - 6 = 94 \text{ г}$$

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

где 1000 - пересчет г в кг.

$$\text{Ответ: } C_{\text{н,р}_4} = 0,63 \text{ моль/л, } C_{\text{ж}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,89 \text{ моль/л,}$$

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

2. Как приготовить 3 л 0,2 н раствора карбоната калия, если имеется 16%-ный расгвор данного вещества плотностью 1,149 г/см³.

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

РЕШЕНИЕ:

а) Молярную концентрацию эквивалента карбоната калия определяем по формуле:

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

Следовательно:

$$m_{\text{K}_2\text{CO}_3} = C_{\text{ж}}(\text{K}_2\text{CO}_3) \cdot M_{\text{ж}}(\text{K}_2\text{CO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}}$$

$$m_{K_2CO_3} = C_{\text{ЭК}}(K_2CO_3) \cdot \frac{M_{K_2CO_3}}{2 \cdot 1} \cdot V_{\text{р-ра}} = 0,2 \cdot \frac{138}{2} \cdot 3 = 41,4 \text{ г}$$

Рассчитываем массу 16%-ного раствора K_2CO_3 , который содержит 41,4 г K_2CO_3 .

Согласно условия задачи в 100 г раствора содержится 16 г K_2CO_3 . Составляем пропорцию:

$$100 \text{ г р-ра} - 16 \text{ г } K_2CO_3$$

$$m_{\text{р-ра}(16\%)} - 41,4 \text{ г } K_2CO_3.$$

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

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

Ответ: для приготовления 3 л 0,2 н раствора K_2CO_3 нужно взять 225,2 мл 16%-ного раствора K_2CO_3 и разбавить водой до 3 л.

3. Найти массы воды и кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, необходимое для приготовления 1 литра раствора, содержащего 8% (масс.) безводной соли. Плотность 8%-го раствора $CuSO_4$ равна 1,084 г/см³.

Дано:
$V_{\text{р-ра}} = 1 \text{ л}$
$\omega_{(CuSO_4)} = 8\%$
$\rho_{\text{р-ра}} = 1,084 \text{ г/см}^3$
$m_{H_2O} - ?$
$m_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} - ?$

РЕШЕНИЕ

По определению

$$\omega_{(CuSO_4)} = \frac{m_{CuSO_4}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100, \quad \%$$

$$\text{откуда } m_{CuSO_4} = \frac{\omega_{CuSO_4} \cdot m_{\text{р-ра}}}{100}$$

Масса раствора равна

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

$m_{p-pa} = 1 \cdot 10^3 \cdot 1,084 = 1084 \text{ г}$, где 10^3 коэффициент перевода л в см^3 . Тогда масса CuSO_4 в растворе составляет:

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

Масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, соответствующая массе безводной соли (CuSO_4) может быть найдена по пропорции:

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

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

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:

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

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. Написать формулу для расчета изменения стандартной энтальпии реакции (I следствие из закона Гесса).

Ответ:

$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ К}) = \sum \Delta_f H^\circ(298 \text{ К}) \text{ прод.} - \sum \Delta_f H^\circ(298 \text{ К}) \text{ исх.}, \quad (\text{кДж})$$

2. Написать формулу для расчета изменения стандартной энергии Гиббса реакции при известных значениях стандартных энтальпии и энтропии реакции.

Ответ:

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

3. Написать формулу для расчета стандартной энтальпии растворения вещества.

Ответ:

$$\Delta_{\text{раств}}H^{\circ}(298\text{K}) = - \frac{Q_p \cdot M_B}{m_B \cdot 1000} =$$

$$= - \frac{(C_{p-\text{ра}} \cdot m_{p-\text{ра}} \cdot \Delta t) \cdot M_B}{m_B \cdot 1000}, \quad (\text{кДж/моль})$$

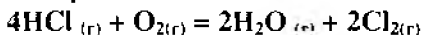
4. Написать формулу для расчета изменения стандартной энтропии реакции (I следствие из закона Гесса).

Ответ:

$$\Delta_r S^{\circ}(298\text{K}) = \sum \nu_i S^{\circ}(298\text{K})_{\text{прод.}} - \sum \nu_j S^{\circ}(298\text{K})_{\text{исх.}}, \quad (\text{Дж/К})$$

УРОВЕНЬ В

I. Рассчитать изменение стандартных энтальпии и энтропии химической реакции:



Дано:

Уравнения химической реакции.

$\Delta_f H^{\circ}(298\text{K}) - ?$

$\Delta_f S^{\circ}(298\text{K}) - ?$

РЕШЕНИЕ:

Изменение стандартных энтальпии и энтропии химической реакции рассчитываем исходя из первого следствия 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 $\Delta_f H^{\circ}(298\text{K}, \text{B})$ и $S^{\circ}(298\text{K}, \text{B})$ - стандартные энтальпии образования и энтропии веществ, которые находим из таблицы ПЗ[1]

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

Тогда:

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

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

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 (C_2H_4) равна (-1410,8) кДж/моль. Написать термохимическое уравнение сгорания этилена и вычислить стандартную энтальпию его образования.

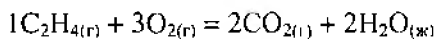
Дано:

$$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_4) = -1410,8 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_4) = ?$$

РЕШЕНИЕ:

Составляем реакцию горения этилена:



$$\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = -1410,8 \text{ кДж/моль.} \quad (1)$$

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

Следовательно для данной реакции (1),

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

Для нахождения $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_4)$ используем первое следствие из закона Гесса для этой же реакции (1): $\Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) = 2\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{CO}_2(г)) + 2\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{H}_2\text{O}_{(ж)}) - \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_4(г)) - 3\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{O}_2(г))$.

$$\text{Откуда: } \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_4) = 2\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{CO}_2(г)) + 2\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{H}_2\text{O}_{(ж)}) - \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) - 3\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{O}_2(г))$$

Значения стандартных теплот образования ($\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{B})$) веществ находим из таблицы ПЗ[1].

$$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_4(\text{r})) = 2 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-285,8) - (-1410,8) = 52,2 \text{ кДж/моль.}$$

Ответ: $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{C}_2\text{H}_4(\text{r})) = 52,2 \text{ кДж/моль.}$

3. По заданным термохимическим уравнениям рассчитать стандартную энтальпию образования $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$ из простых веществ:



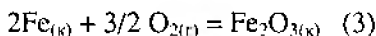
Дано: Термохимические уравнения двух реакций.
--

$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K})$ искомой реакции.
--

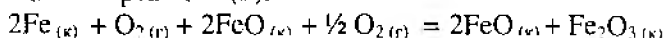
РЕШЕНИЕ:

Стандартная энтальпия образования вещества есть тепловой эффект реакции образования 1 моль $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$ из простых веществ при

стандартных условиях:



Из двух реакций (1) и (2) необходимо получить реакцию (3). Для этого складываем термохимические уравнения (1) и (2), предварительно разделив на 2 стехиометрические коэффициенты реакции (2):



После сокращения получаем уравнение реакции (3)



Для определения изменения стандартной энтальпии реакции (3) аналогичные математические действия осуществляем с тепловыми эффектами приведенных реакций: $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, 3) = \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, 1) + 1/2 \Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, 2) = (-529,6) + 1/2 (-585,2) = - 822,2 \text{ кДж.}$ Так как реакция (3) соответствует образованию 1 моль Fe_2O_3 из простых веществ, то $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{Fe}_2\text{O}_3) = - 822,2 \text{ кДж/моль.}$

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 на 9,7°C. Удельная теплоемкость раствора равна 3,99 Дж/(г·К).

Дано: $m_{\text{NaOH}} = 10\text{ г}$ $m_{\text{H}_2\text{O}} = 250\text{ г}$ $\Delta t = 9,7^\circ\text{C}$ $C_{\text{р(р-ра)}} = 3,99\text{ Дж}/(\text{г} \cdot \text{К})$ $\Delta_f H^\circ(298\text{ К}, \text{C}_2\text{H}_4\text{r}) = -1410,8$ кДж/моль $\Delta_{\text{раств}} H^\circ(298\text{ К}, \text{NaOH}) - ?$
--

РЕШЕНИЕ:

Стандартная энтальпия растворения рассчитывается на 1 моль вещества, т.е.:

$$\Delta_{\text{раств}} H^\circ(298\text{ К}, \text{NaOH}) = - \frac{Q_p \cdot M_{\text{NaOH}}}{m_{\text{NaOH}} \cdot 1000} \text{ (кДж/моль)}$$

где M_{NaOH} - молярная масса NaOH, г/моль,

$Q_p = m_{\text{р-ра}} \cdot C_{\text{р(р-ра)}} \cdot \Delta t$, изобарный тепловой эффект реакции;

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

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

$\Delta t = t_{\text{кон}} - t_{\text{нач}}$ - изменение температуры раствора.

При этом знак "+" указывает на повышение температуры при растворении, а знак "-" - на понижение температуры. Для рассматриваемой задачи $\Delta t = +9,7^\circ\text{C}$

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

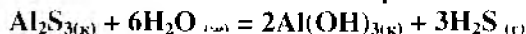
$$\text{Тогда: } Q_p = (10 + 250) \cdot 3,99 \cdot 9,7 = 10062,8 \text{ Дж,}$$

$$\Delta_{\text{раств}} H^\circ(298\text{ К}, \text{NaOH}) = - \frac{10062,8 \cdot 40}{0 \cdot 1000} = -40,24 \text{ кДж/моль,}$$

где 1000 - пересчет Дж в кДж

Ответ: $\Delta_{\text{раств}} H^\circ(298\text{ К}, \text{NaOH}) = -40,24 \text{ кДж/моль.}$

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



при температуре 360 К.

РЕШЕНИЕ

Дано: Уравнения реакции
$\Delta_r G^\circ(360 \text{ K}) - ?$

Возможность самопроизвольного протекания реакции при 360 К определяется знаком величины изменения энергии Гиббса для данной реакции:

если $\Delta_r G^\circ(360 \text{ K}) < 0$, самопроизвольное протекание реакции при заданных условиях возможно;

если $\Delta_r G^\circ(360 \text{ K}) > 0$, то при заданной температуре реакция невозможна.

Значение $\Delta_r G^\circ(360 \text{ K})$ рассчитываем по формуле:

$$\Delta_r G^\circ(360 \text{ K}) = \Delta_r H^\circ(298 \text{ K}) \cdot 10^3 - T \Delta_r S^\circ(298 \text{ K})$$

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

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

10^3 - пересчет кДж в Дж.

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

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

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

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

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

где $\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}, \text{B})$ и $S^\circ(298 \text{ K}, \text{B})$ - стандартные энтальпии образования и энтропии веществ, значения которых находим из таблицы ПЗ[1]

	$\text{Al}_2\text{S}_{3(\text{к})}$	+	$6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	=	$2\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{к})}$	+	$3\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$
$\Delta_f H^\circ(298 \text{ K}),$ кДж/моль	-722,72		6(-285,8)		2(-1613,64)		3(-21,0)
$S^\circ(298 \text{ K}),$ Дж/(моль·К)	96,14		6(70,1)		2(85,68)		3(205,7)

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

$$= -852,76 \text{ кДж}$$

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

Тогда:

$$\Delta_r G^\circ(360 \text{ K}) = -852,78 \cdot 10^3 - 360 \cdot 271,72 = -950599,2 \text{ Дж} =$$

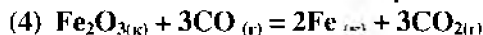
$$= -950,6 \text{ кДж}$$

Так как $\Delta_r G^\circ(360 \text{ K}) < 0$, то самопроизвольное протекание реакции возможно.

3. Известны изменения стандартных энтальпий следующих реакций:



Вычислить изменение стандартной энтальпии реакции



Дано: Термохимическое уравнения трех реакций
$\Delta_r H^\circ(360 \text{ K})$ заданной реакции - ?

РЕШЕНИЕ:

Комбинируя уравнения (1),(2) и (3), необходимо получить искомое уравнение.

Для этого следует:

1. Определить искомое и

заданные уравнения.

Искомое уравнение (4), а заданные - (1), (2) и (3).

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

3. Предварительная подготовка заданных уравнений заключается в:

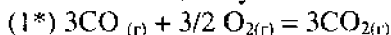
а) условном исключении из заданных уравнений тех из участников реакции, которые отсутствуют в искомом уравнении;

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

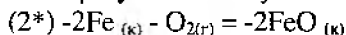
в) умножении заданных реакций и тепловых эффектов на (-1) в случае, если для получения искомого уравнения необходимо перевести вещества заданной реакции вправо или влево от знака равенства.

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

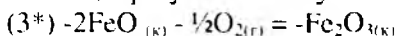
Для решения задачи в первом термохимическом уравнении приводим в соответствие коэффициенты, необходимые для получения искомого уравнения. Для этого уравнение (1) умножаем на 3/2, получаем:



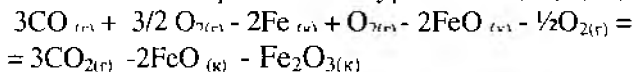
Второе заданное уравнение умножаем на (-1), т.к. в искомом уравнении $2\text{Fe}_{(к)}$ стоят в правой части уравнения, а в заданном – в левой части уравнения, в результате получаем:



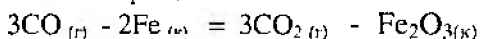
Третье заданное уравнение умножаем на (-1/2), т.к. в искомом уравнении имеем 1 моль $\text{Fe}_2\text{O}_3_{(к)}$, который находится в левой части уравнения, а в заданном 2 моль Fe_2O_3 , находится в правой части уравнения, в результате получаем:



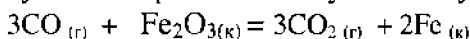
Складываем левые и правые части уравнений (1*), (2*), (3*):



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 (1*), (2*), (3*) реакций, умноженных на те же коэффициенты.

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

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 константы равновесия (K_p) с термодинамическими функциями:

Ответ: $\Delta_r G^0(298\text{K}) = \Delta_r H^0(298\text{K}) - T \Delta_r S^0(298\text{K}) = -2,3 RT \lg K_p$

2. Написать формулу зависимости скорости реакции от температуры и энергии активации ($E_{\text{акт}}$).

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.

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 выражается уравнением:



Константа скорости этой реакции равна 0,1. Начальные концентрации реагирующих веществ $C_A = 0,4$ моль/л, $C_B = 0,8$ моль/л. Вычислить, во сколько раз изменится скорость реакции, если концентрация вещества А уменьшилась на 0,1 моль/л.

РЕШЕНИЕ:

Дано:

Уравнение
реакции,

$$K = 0,1$$

$$C_A = 0,4 \text{ моль/л}$$

$$C_B = 0,8 \text{ моль/л}$$

 C_A уменьшается
на 0,1 моль/л

$$V_1 = ?$$

$$V_0$$

Начальная скорость реакции, согласно
закону действующих масс, выражается
уравнением:

$$V_0 = K \cdot C_A \cdot C_B^3 = 0,1 \cdot 0,4 \cdot 0,8^3 = \\ = 0,0205 \text{ моль/(л·с)}$$

Согласно уравнению реакции один
моль вещества А реагирует с тремя моль
вещества В. Следовательно,
уменьшение концентрации вещества А
на 0,1 моль/л, в результате протекающей
химической реакции, сопровождается
снижением концентрации вещества В на
 $3 \cdot 0,1 = 0,3 \text{ моль/л}$.

Тогда:

$$V_1 = 0,1 \cdot (0,4 - 0,1) \cdot (0,8 - 3 \cdot 0,1)^3 = 0,00375 \text{ моль/(л·с)}$$

Тогда:

$$\frac{V_1}{V_0} = \frac{0,00375}{0,0205} = 0,183, \text{ т.е. скорость реакции уменьшилась в}$$

$$\frac{1}{0,183} = 5,47 \text{ раза.}$$

Ответ: При уменьшении концентрации вещества А на 0,1
моль/л, скорость реакции уменьшилась в 5,47 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 ($E_{ак(кат)} = 48 \text{ кДж/моль}$)?

РЕШЕНИЕ:

Дано:

$$E_{ак} = 60 \text{ кДж/моль}$$

$$а) T_1 = 320\text{К},$$

$$T_2 = 360\text{К}$$

$$б) T = 298\text{К},$$

$$E_{ак(кат)} = 48 \text{ кДж/моль}$$

$$а) \frac{V_{360}}{V_{320}} - ?$$

$$а) \frac{V_{кат}}{V} - ?$$

а) Из уравнения Аррениуса получаем:

$$\lg \frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} = \lg \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \frac{E_{ак}}{2,3 \cdot R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\lg \frac{V_{360}}{V_{320}} = \frac{60 \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,31} \cdot \left(\frac{1}{320} - \frac{1}{360} \right) = 1,09$$

где 10^3 – коэффициент пересчета кДж в Дж, тогда

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

б) Зависимость скорости реакции от наличия катализатора выражается уравнением:

$$\lg \frac{V_{кат}}{V} = \frac{E_{ак} - E_{ак(кат)}}{2,3 \cdot R \cdot T} = \frac{(60 - 48) \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298} = 2,11$$

$$\text{откуда } \frac{V_{кат}}{V} = 10^{2,11} \approx 129$$

Ответ:

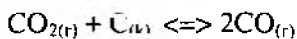
а) при повышении температуры от 320 К до 360 К скорость реакции возрастает в 12,3 раза.

б) в присутствии катализатора скорость реакции возрастает в 129 раз.

3. Используя справочные данные по $\Delta_f H^0(298\text{К})$ и $S^0(298\text{К})$ веществ, определить температуру, при которой константа равновесия реакции $\text{CO}_{2(г)} + \text{C}_{(к)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(г)}$ равна единице. Записать выражение для константы равновесия данной реакции.

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

РЕШЕНИЕ:



$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}}$$

Значения $\Delta_r H^0(298\text{K})$ и $S^0(298\text{K})$ веществ берем из табл.3[1]

	$\text{CO}_{2(r)}$	+	$\text{C}_{(k)}$	=	$2\text{CO}_{(r)}$
$\Delta_r H^0(298\text{K}),$ кДж/моль	-393,5		0		2·(-110,5)
$S^0(298\text{K}),$ Дж/(моль·К)	213,7		5,7		2·(197,5)

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

Если $K_p = 1$, то $\lg K_p = 0$, тогда

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

$$T = \frac{\Delta_r H^0(298\text{K}) \cdot 10^3}{\Delta_r S^0(298\text{K})}$$

где 10^3 – коэффициент пересчета кДж в Дж

$$\Delta_r H^0(298\text{K}) = 2\Delta_r H^0(298\text{K}, \text{CO}_{(r)}) - [\Delta_r H^0(298\text{K}, \text{CO}_{2(r)}) + \Delta_r H^0(298\text{K}, \text{C}_{(k)})]$$

$$\Delta_r H^0(298\text{K}) = 2 \cdot (-110,5) - [(-393,5) + 0] = 172,47 \text{ кДж.}$$

$$\Delta_r S^0(298\text{K}) = 2 S^0(298\text{K}, \text{CO}_{(r)}) - [S^0(298\text{K}, \text{CO}_{2(r)}) + S^0(298\text{K}, \text{C}_{(k)})]$$

$$= 2 \cdot 197,5 - (213,7 + 5,74) = 175,6 \text{ Дж/К}$$

$$T = \frac{172,47 \cdot 10^3}{175,6} = 982\text{K}$$

Ответ: $K_p = 1$ при 982 К.

Уровень С

1. Как изменится скорость реакции: $A_{(г)} + 2B_{(г)} = 2C_{(г)}$, если:

- а) увеличить давление в системе в 2 раза;
- б) увеличить концентрацию вещества В в 3 раза;
- в) увеличить объем системы в 3 раза?

Дано:

Уравнение реакции,

а) Р увеличивается в два раза

б) C_B увеличивается в три раза

в) V увеличивается в три раза

$$\frac{V_1}{V_0} = ?$$

РЕШЕНИЕ:

На основании закона действующих масс

$$V_0 = K \cdot C_A \cdot C_B^2$$

а) увеличение давления в системе в 2 раза равносильно увеличению концентрации реагирующих веществ во столько же раз.

Следовательно:

$$V_1 = K \cdot (2C_A) \cdot (2C_B)^2 = 2 \cdot 2^2 \cdot K \cdot C_A \cdot C_B^2 = 8V_0$$

Тогда: $\frac{V_1}{V_0} = 8$ раз.

б) при увеличении концентрации вещества В в 3 раза.

$$V_1 = K \cdot C_A \cdot (3C_B)^2 = 3^2 \cdot K \cdot C_A \cdot C_B^2 = 9V_0$$

Тогда: $\frac{V_1}{V_0} = 9$ раз.

в) увеличение объема в системе в 3 раза равносильно уменьшению концентрации реагирующих веществ во столько же раз:

$$V_1 = K \cdot \left(\frac{C_A}{3}\right) \cdot \left(\frac{C_B}{3}\right)^2 = \left(\frac{1}{3}\right) \cdot \left(\frac{1}{3}\right)^2 \cdot K \cdot C_A \cdot C_B^2 = \frac{1}{27} V_0$$

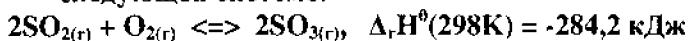
Тогда: $\frac{V_1}{V_0} = \frac{1}{27}$

Ответ: а) при увеличении давления в 2 раза скорость реакции возрастает в 8 раз;

б) при увеличении концентрации вещества В в 3 раза скорость реакции увеличивается в 9 раз;

в) при увеличении объема системы в 3 раза скорость реакции уменьшается в 27 раз.

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



при: а) понижении температуры,

б) повышении концентрации SO_3 ,

в) повышении давления.

Записать выражения константы равновесия реакции:

Дано:

Уравнение реакции

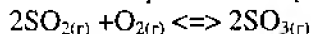
$$\Delta_r H^0(298\text{K}) = -284,2 \text{ кДж}$$

Определить направление смещения равновесия

при изменении T, P, C_{SO_3}

РЕШЕНИЕ:

Константа равновесия реакции



$$\Delta_r H^0(298\text{K}) = -284,2 \text{ кДж}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}}$$

Смещение равновесия реакции зависит от знака

$\Delta_r H^0(298\text{K})$ т.к. $\Delta_r H^0(298\text{K}) < 0$, т.е. реакция

экзотермическая, то при понижении температуры равновесие сместится в сторону прямой реакции. (—), идущей с выделением теплоты. Протекание прямой реакции, согласно принципу Ле Шателье, ослабит эффект понижения температуры.

К аналогичному выводу приходим из выражения зависимости константы равновесия и энергии Гиббса

$$K_p = 10^{\frac{\Delta_r G^0(298K)}{-2.3RT}} = 10^{\frac{\Delta_r H^0(298K) - \Delta_r S^0(298K)}{-2.3RT + 2.3R}}$$

Так как $\Delta_r H^0(298K) < 0$, то значение K_p будет равно 10 в дробной положительной степени. Дробное слагаемое $\frac{\Delta_r S^0(298K)}{2.3R}$ от

температуры не зависит. Тогда при понижении температуры и отрицательном значении $\Delta_r H^0(298K)$ дробное слагаемое $-\frac{\Delta_r H^0(298K)}{2.3RT}$ будет иметь знак (+) и будет возрастать т.е.

суммарное значение показателя степени и значение K_p будут возрастать. А это означает, что количество продуктов реакции должны возрасти, что возможно при смещении равновесия вправо (\rightarrow).

б) Константа равновесия $K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$ не зависит от

концентрации. Поэтому при повышении концентрации SO_3 при неизменном значении K_c должны возрасти концентрации исходных веществ, а это возможно при протекании обратной реакции. Т.е. в этом случае равновесие сместится влево (\leftarrow).

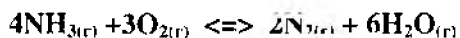
в) В соответствии с принципом Ле Шателье увеличение давления смещает равновесие в сторону той (прямой или обратной) реакции, которая сопровождается уменьшением суммарного числа моль газообразных веществ (уменьшением давления).

$$\sum_{\text{продукты}} \text{газ. моль} = 2 \text{ моль } SO_3(\text{г}) + 1 \text{ моль } O_2(\text{г}) = 3 \text{ моль (газ)}$$

$$\sum_{\text{реагенты}} \text{газ. моль} = 2 \text{ моль } SO_2(\text{г}) = 2 \text{ моль (газ)}$$

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, и равновесная концентрация $\text{N}_{2(\text{г})}$ равна 1,8 моль/л.

Дано:

Уравнение
реакции,

$C_{\text{NH}_3} = 6,0$ моль/л

$C_{\text{O}_2} = 5,0$ моль/л

$[\text{N}_2] = 1,8$ моль/л

$K_c - ?$

РЕШЕНИЕ:

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

Расчет количеств прореагировавших и образовавшихся 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 за X количество моль 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:

	4NH_3 +	3O_2	=	2N_2	+ $6\text{H}_2\text{O}$
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 N_2 равна 1,8 моль/л. В то же время $[N_2] = 2X$. Следовательно $2X = 1,8$, а $X = 0,9$. Тогда равновесные концентрации веществ равны, моль/л:

$$[NH_3] = 6,0 - 4 \cdot 0,9 = 2,4 \text{ моль/л}$$

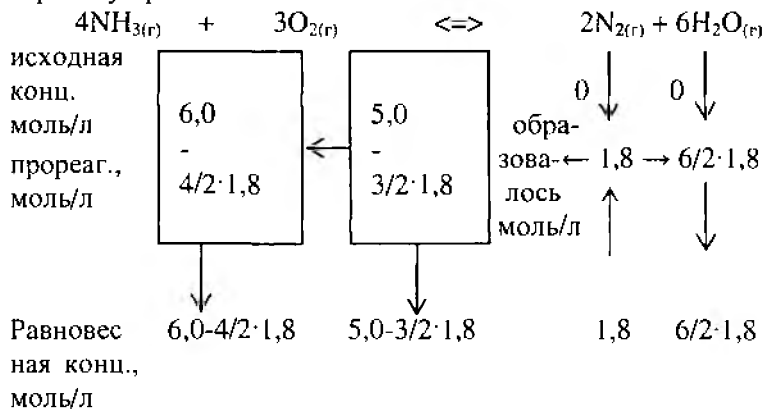
$$[O_2] = 5,0 - 3 \cdot 0,9 = 2,3 \text{ моль/л}$$

$$[N_2] = 1,8 \text{ моль/л}$$

$$[H_2O] = 6,0 \cdot 0,9 = 5,4 \text{ моль/л}$$

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

б) Схема расчета константы равновесия по второму варианту приведена ниже:



$$K_c = \frac{(6/2 \cdot 1,8)^6 \cdot (1,8)^2}{(6,0 - 4/2 \cdot 1,8)^4 \cdot (5,0 - 3/2 \cdot 1,8)^3} = \frac{24794,91 \cdot 3,24}{33,18 \cdot 12,17} = 198,95$$

Ответ: $K_c = 198,95$

6. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

УРОВЕНЬ А

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

Ответ:

$$p = p_0 \cdot x_{H_2O} = p_0 \cdot \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_B} = p_0 \cdot \frac{\frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}}{\frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} + \frac{m_B}{M_B}}$$

$$p = p_0 \cdot \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + i n_B} = p_0 \cdot \frac{\frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}}{\frac{i m_{H_2O}}{M_{H_2O}} + i \frac{m_B}{M_B}}$$

2. Привести формулы закона Рауля для водных растворов неэлектролитов и электролитов (изменения температур кипения и замерзания растворов).

Ответ:

$$\Delta t_{\text{кип}} = \mathcal{E}_T^{H_2O} \cdot C_m(B) = \mathcal{E}_T^{H_2O} \cdot \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{H_2O}}$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_T^{H_2O} \cdot C_m(B) = K_T^{H_2O} \cdot \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{H_2O}}$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = i \cdot \mathcal{E}_T^{H_2O} \cdot C_m(B) = i \mathcal{E}_T^{H_2O} \cdot \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{H_2O}}$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K_T^{H_2O} \cdot C_m(B) = i K_T^{H_2O} \cdot \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot m_{H_2O}}$$

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

Ответ:

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

$$\pi = iC_n \cdot RT = i \frac{m_B}{M_B \cdot V_{p-ра}} \cdot RT$$

УРОВЕНЬ В

1. Вычислить температуры кипения и замерзания водного раствора, содержащего 0,1 моль сахаразы

($C_{12}H_{22}O_{11}$) в

1000г раствора.

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

РЕШЕНИЕ:

Дано:

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 0,1 \text{ моль}$$

$$m_{p-ра} = 1000 \text{ г}$$

$$\mathcal{E}_T^{H_2O} = 0,52$$

$$K_T^{H_2O} = 1,86$$

$$t_{\text{кип } p-ра} = ?$$

$$t_{\text{зам } p-ра} = ?$$

$$t_{\text{кип } p-ра} = 100^\circ\text{C} + \Delta t_{\text{кип}}$$

$$t_{\text{зам } p-ра} = 0^\circ\text{C} - \Delta t_{\text{зам}}$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = \mathcal{E}_T^{H_2O} \cdot C_m(C_{12}H_{22}O_{11})$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_T^{H_2O} \cdot C_m(C_{12}H_{22}O_{11})$$

$C_m(C_{12}H_{22}O_{11})$ – моляльность сахаразы в растворе, моль/кг.

$$C_m(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{n_{C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot 1000}{m_{p-ра} - m_{C_{12}H_{22}O_{11}}}$$

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

$$C_m(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{0,1 \cdot 1000}{1000 - 0,1 \cdot M_{C_{12}H_{22}O_{11}}} =$$

$$= \frac{0,1 \cdot 1000}{1000 - 0,1 \cdot 342} = 0,10 \text{ моль/кг, где } M_{C_3H_7O_3} =$$

$$= 342 \text{ г/моль}$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = 0,52 \cdot 0,10 = 0,052^\circ\text{C}$$

$$t_{\text{кип р-ра}} = 100^\circ\text{C} + 0,052^\circ\text{C} = 100,052^\circ\text{C}$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = 1,86 \cdot 0,10 = 0,186^\circ\text{C}$$

$$t_{\text{зам р-ра}} = 0^\circ\text{C} - 0,186^\circ\text{C} = -0,186^\circ\text{C}$$

$$\text{ОТВЕТ: } t_{\text{кип р-ра}} = 100,052^\circ\text{C}$$

$$t_{\text{зам р-ра}} = -0,186^\circ\text{C}$$

2. В 100 г воды содержится 2,3г неэлектролита. Раствор обладает при 25⁰С осмотическим давлением, равным 618,5кПа. Определить молярную массу вещества. Плотность раствора принять равной 1 г/см³.

РЕШЕНИЕ:

$$\pi = C_B \cdot R \cdot T$$

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

$$= 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

C_B - молярная концентрация вещества, моль/л.

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{г}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = (m_B + m_{H_2O}) / \rho_{\text{р-ра}}$$

Дано:

$$m_B = 2,3 \text{ г}$$

$$t = 25^\circ\text{C}$$

$$m_{H_2O} = 100 \text{ г}$$

$$\pi = 618,5 \text{ кПа}$$

$$\rho_{\text{р-ра}} = 1 \text{ г/см}^3$$

$M - ?$

$$C_B = \frac{m_B}{M_B \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

где m_B – масса растворенного вещества, г

M_B – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

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

$$M_B = \frac{m_B \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{2,3 \cdot 1000 \cdot 8,314 \cdot 298 \cdot 1}{618,5 \cdot (100 + 2,3)} = 92,13 \text{ г/моль}$$

Ответ: молярная масса растворенного вещества равна 92,13 г/моль.

3. Определить давление насыщенного пара над 1,0% водным раствором карбамида ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) при 298 К, если давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 2,34 кПа.

Дано: $\omega_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 1,0\%$ $T = 298\text{K}$ $P_0 = 2,34 \text{ кПа}$
$P = ?$

РЕШЕНИЕ:

$$\begin{aligned}
 P &= P_0 \cdot x_{\text{H}_2\text{O}} = \\
 &= P_0 \cdot \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \\
 &P_0 \cdot \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2} + \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}
 \end{aligned}$$

где P – давление насыщенного пара растворителя над раствором, кПа,
 P_0 – давление насыщенного пара чистого растворителя, кПа.
 $x_{\text{H}_2\text{O}}$ – молярная доля растворителя (H_2O),
 $n_{\text{H}_2\text{O}}$ – количество воды, моль,
 $n_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2}$ – количество $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, моль.

В 100 г раствора содержится 1 г карбамида и 99 г воды.

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

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

УРОВЕНЬ С

1. Определить давление насыщенного пара над 0,05M раствором хлорида кальция ($\rho = 1,041 \text{ г/см}^3$) при 301К, если давление насыщенного водяного пара над водой при этой температуре равно 3,78кПа. 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 над раствором электролита равно:

$$P = P_0 \cdot \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{i \cdot n_{\text{CaCl}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}} =$$

$$= P_0 \cdot \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{i \cdot \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{M_{\text{CaCl}_2}} + \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}$$

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

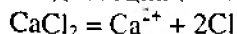
n_{CaCl_2} - количество CaCl_2 , моль

i - изотонический коэффициент.

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

где α - кажущаяся степень диссоциации CaCl_2

k - общее количество ионов, образующихся при полной диссоциации одной молекулы CaCl_2 .



$$k = 3$$

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

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

$$m_{\text{CaCl}_2} = C_{\text{CaCl}_2} \cdot M_{\text{CaCl}_2} \cdot V_{\text{р-ра}}$$

Объем 0,05 М раствора равен 1 л.

$$n_{CaCl_2} = 0,05 \cdot 111 \cdot 1 = 5,55 \text{ з.} \quad m_{p-pa} = 1000 \cdot 1,041 = 1041 \text{ г.}$$

$$m_{H_2O} = m_{p-pa} - m_{CaCl_2} = 1041 - 5,55 = 1035,45 \text{ з}$$

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

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

2. Определить осмотическое давление 1,5% раствора карбоната натрия при 25°C. Плотность раствора равна 1,015 г/см³. Кажущаяся степень диссоциации карбоната натрия равна 0,9.

Дано:

$$\omega_{Na_2CO_3} = 1,5\%$$

$$t = 25^\circ\text{C}$$

$$\rho = 1,015 \text{ г/см}^3$$

$$\alpha = 0,9$$

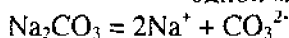
π - ?

РЕШЕНИЕ:

$$\pi = i \cdot C_{Na_2CO_3} \cdot R \cdot T$$

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

где α - кажущаяся степень диссоциации,
 k - общее количество ионов, образующихся при полной диссоциации одной молекулы Na_2CO_3



$$k = 3, \text{ тогда } i = 0,9(3-1)+1 = 2,8$$

$C_{Na_2CO_3}$ - молярная концентрация Na_2CO_3 , моль/л

$$C_{Na_2CO_3} = \frac{m_{Na_2CO_3}}{M_{Na_2CO_3} \cdot V_{p-pa}}$$

В 100 г 1,5% раствора содержится 1,5 г Na_2CO_3 и 98,5 г воды

$$V_{p-ра} = \frac{m_{i-лв}}{\rho} = \frac{100}{1.015} = 98,5 \text{ см}^3$$

$$C_{Na_2CO_3} = \frac{1,5 \cdot 1000}{106 \cdot 98,5} = 0,144 \text{ моль/л}$$

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

Ответ: осмотическое давление 1,5% раствора Na_2CO_3 равно 998,96 кПа.

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

$$K_T^{H_2O} = 1,86.$$

РЕШЕНИЕ:

Дано:

$$\omega_{AlCl_3} = 1,5\%$$

$$t_{зам \text{ p-ра}} = -0,69^{\circ}C$$

$$K_T^{H_2O} = 1,86.$$

α - ?

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

где k – общее количество ионов, образующихся при полной диссоциации одной молекулы $AlCl_3$



$$k = 4$$

$$\Delta t_{зам} = i \cdot K_T^{H_2O} \cdot C_m(AlCl_3)$$

$$i = \frac{\Delta t_{зам}}{K_T^{H_2O} \cdot C_m(AlCl_3)} = \frac{0 - t_{зам \text{ p-ра}}}{K_T^{H_2O} \cdot C_m(AlCl_3)}$$

$$\text{где } C_m(AlCl_3) = \frac{m_{AlCl_3} \cdot 1000}{M_{AlCl_3} \cdot m_{H_2O}}$$

В 100г 1,5% раствора содержится 1,5г $AlCl_3$ и 98,5г воды

$$C_m(AlCl_3) = \frac{1,5 \cdot 1000}{133,5 \cdot 98,5} = 0,114 \text{ моль/кг.}$$

$$i = \frac{0 - (-0.69)}{1.86 \cdot 0.114} = 3.25$$

$$\alpha = \frac{3.25 - 1}{4 - 1} = 0.75 \text{ (75\%)}$$

Ответ: кажущаяся степень диссоциации AlCl_3 равна 0,75(75%).

7. РАСТВОРЫ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ.

УРОВЕНЬ А

1. Написать выражение ПР для следующих соединений:
 PbCl_2 и Ag_2SO_4 .

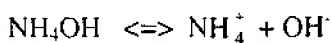
Ответ:

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

$$\text{ПР}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

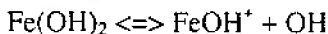
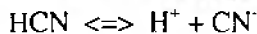
2. Написать уравнение диссоциации и выражение константы диссоциации для следующих соединений:
 NH_4OH , HCN (для многокислотных оснований и многоосновных кислот только по первой ступени).

Ответ:



$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$K_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$$



$$K_{\text{HCN}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$K_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = \frac{[\text{FeOH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Fe}(\text{OH})_2]}$$

3. Указать ряд в котором водные растворы всех соединений являются сильными электролитами:

Ответ:

1) $\text{Al}(\text{OH})_3$; HCl ; Na_2SO_4

2) H_2CO_3 ; CaCO_3 ; NaCl

3) HCl ; AgNO_3 ; ZnCl_2

4) NaOH ; H_2S ; KNO_3 .

Ответ: 3) HCl ; AgNO_3 ; ZnCl_2 .

УРОВЕНЬ В

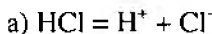
1. Вычислить pH следующих водных растворов:

а) 0,02 М HCl ,

б) 0,2 М KOH

Дано: $C_{\text{HCl}} = 0,02 \text{ М}$ $C_{\text{KOH}} = 0,2 \text{ М}$
$\text{pH} - ?$ $\text{pOH} - ?$

РЕШЕНИЕ:



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

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

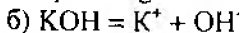
HCl - сильный электролит, $\alpha = 1$

n_{H^+} - число H^+ , образовавшихся при

диссоциации одной молекулы HCl ,

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

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



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

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

KOH - сильный электролит, $\alpha = 1$,

n_{OH^-} - число OH^- , образовавшихся при диссоциации одной молекулы KOH , $n_{\text{OH}^-} = 1$, тогда

$$C_{\text{OH}^-} = C_{\text{KOH}} = 2 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л}, \quad \text{pOH} = -\lg 2 \cdot 10^{-1} = 0,7$$

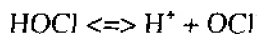
$$\text{pH} = 14 - 0,7 = 13,3.$$

Ответ: рН 0,02 М НСl равно 1,7;
 рН 0,2 М КОН равно 13,3.

2. Вычислить рН 0,05 М водного раствора хлорноватистой кислоты (НОСl).

Дано: $C_{\text{НОСl}} = 0,05 \text{ М}$
рН - ?

РЕШЕНИЕ:



НОСl - слабый электролит.

$$\text{рН} = -\lg C_{\text{H}^+}; \quad C_{\text{H}^+} = C_{\text{НОСl}} \cdot \alpha \cdot n_{\text{H}^+},$$

n_{H^+} - число H^+ образовавшихся при

диссоциации одной молекулы НОСl, $n_{\text{H}^+} = 1$.

$$\alpha = \frac{K_{\text{НОСl}}}{C_{\text{НОСl}}}$$

$K_{\text{НОСl}}$ - константа диссоциации НОСl (табл. Пб [1]):

$K_{\text{НОСl}} = 5,0 \cdot 10^{-8}$, тогда

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

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

тогда $\text{рН} = -\lg 5,0 \cdot 10^{-5} = 4,3$.

Ответ: рН 0,05 М НОСl равно 4,3.

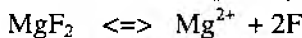
3. Определить произведение растворимости MgF_2 , если его растворимость в воде при 25°C равна $1,17 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Дано:

$$C_{MgF_2} = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

ПР_{MgF₂} - ?

РЕШЕНИЕ:



$$ПР_{MgF_2} = [Mg^{2+}] \cdot [F^-]^2$$

$$[Mg^{2+}] = C_{MgF_2} \cdot \alpha \cdot n_{Mg^{2+}},$$

$$[F^-] = C_{MgF_2} \cdot \alpha \cdot n_{F^-}.$$

MgF₂ - сильный электролит, $\alpha = 1$.

Диссоциация MgF₂ протекает по вышеприведенному

уравнению: $n_{Mg^{2+}} = 1$; $n_{F^-} = 2$.

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

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

$$\text{Тогда } ПР_{MgF_2} = 1,17 \cdot 10^{-3} \cdot (2,34 \cdot 10^{-3})^2 = 6,41 \cdot 10^{-9}.$$

$$\text{Ответ: } ПР_{MgF_2} = 6,41 \cdot 10^{-9}.$$

УРОВЕНЬ С

1. Вычислить концентрацию ионов H^+ , HSO_3^- и SO_3^{2-} в 0,01М водном растворе H_2SO_3 .

Дано:

$$C_{H_2SO_3} = 0,01M$$

$[H^+]$ - ?

$[HSO_3^-]$ - ?

$[SO_3^{2-}]$ - ?

РЕШЕНИЕ:

$H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$ - 1-я ступень диссоциации.

$$K_{1(H_2SO_3)} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$$

$$K_{1(H_2SO_3)} = 1,6 \cdot 10^{-2} \quad (\text{табл. П6(1)})$$

$HSO_3^- \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$ - 2-я ступень диссоциации.

$$K_{2(H_2SO_3)} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}, \quad K_{2(H_2SO_3)} = 6,3 \cdot 10^{-8},$$

(табл. П6(1))

Так как, диссоциация H_2SO_3 протекает преимущественно по 1-й ступени, то концентрацией ионов водорода, образующихся при диссоциации H_2SO_3 по 2-й ступени, можно пренебречь, тогда

$$[H^+] \approx [HSO_3^-] = (K_{1(H_2SO_3)} \cdot C_{H_2SO_3}) = \\ = 1,6 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-2} = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Значение $[SO_3^{2-}]$ найдем из выражения для константы диссоциации по 2-й ступени и поскольку

$$[H^+] \approx [HSO_3^-], \text{ то } [SO_3^{2-}] \approx K_{2(H_2SO_3)} = 6,3 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

$$\text{Ответ: } [H^+] = [HSO_3^-] = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$[SO_3^{2-}] = 6,3 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

2. Определить образуется ли осадок, если смешали 100 см^3 $0,01 \text{ M}$ водного раствора хлорида кальция и 200 см^3 $0,02 \text{ M}$ водного раствора карбоната натрия.

Дано:

$$C_{CaCl_2} = 0,01 \text{ M}$$

$$C_{Na_2CO_3} = 0,02 \text{ M}$$

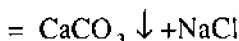
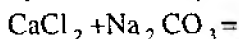
$$V_{CaCl_2} = 100 \text{ см}^3$$

$$V_{Na_2CO_3} = 200 \text{ см}^3$$

Образуется ли осадок?

РЕШЕНИЕ:

При смешении растворов протекает следующая реакция:



Осадок $CaCO_3$ образуется только в случае, если

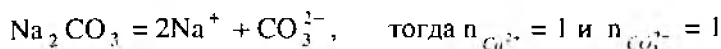
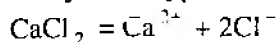
$$C_{Ca^{2+}} \cdot C_{CO_3^{2-}} > \overline{IP}_{CaCO_3} = 5 \cdot 10^{-9} \text{ (табл. П5 [1])}$$

Поскольку смешали 100 см^3 раствора $CaCl_2$ и 200 см^3 Na_2CO_3 , то объем полученного раствора составляет 300 см^3 . Тогда после смешения объем раствора $CaCl_2$ от общего объема смеси составит $1/3$, а объем раствора Na_2CO_3 после смешения составит $2/3$ от общего объема смеси. После смешения:

$$C_{Ca^{2+}} = \frac{1}{3} C_{CaCl_2} \cdot \alpha \cdot n_{Ca^{2+}}, \quad C_{CO_3^{2-}} = \frac{2}{3} C_{Na_2CO_3} \cdot \alpha \cdot n_{CO_3^{2-}}$$

$CaCl_2$ и Na_2CO_3 - сильные электролиты, $\alpha = 1$.

Процессы диссоциации $CaCl_2$ и Na_2CO_3 протекают по следующим уравнениям:



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

$$C_{CO_3^{2-}} = \frac{2}{3} 0,02 \cdot 1 \cdot 1 = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$C_{Ca^{2+}} \cdot C_{CO_3^{2-}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \cdot 1,3 \cdot 10^{-2} = 4,29 \cdot 10^{-5}$$

Так как $4,29 \cdot 10^{-5} > 5 \cdot 10^{-9}$ (IP_{CaCO_3}), то осадок $CaCO_3$ образуется.

Ответ: осадок $CaCO_3$ образуется.

3. Вычислить pH 0,01M водного раствора HNO_2 , содержащего, кроме того, 0,02 моль/л KNO_2 .

Дано:

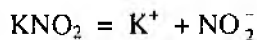
$$C_{HNO_2} = 0,01 \text{ M}$$

$$C_{KNO_2} = 0,02 \text{ M}$$

pH - ?

РЕШЕНИЕ:

$$pH = -\lg C_H$$



$$K_{HNO_2} = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

Прибавление KNO_2 к HNO_2 смещает равновесие диссоциации HNO_2 влево за счет возрастания концентрации NO_2^- . В результате в системе устанавливается равновесие при новых концентрациях H^+ и NO_2^- , но значение константы диссоциации HNO_2 остается прежним.

Обозначим равновесную концентрацию ионов водорода $[H^+]$ в новых условиях через x :

$$[H^+] = x \text{ моль/л.}$$

Общая равновесная концентрация $[NO_2^-]$ равна сумме концентраций NO_2^- , образовавшихся при диссоциации HNO_2 и диссоциации KNO_2 :

$$[NO_2^-] = C_{NO_2^-} \text{ из } HNO_2 + C_{NO_2^-} \text{ из } KNO_2$$

Концентрация NO_2^- , образовавшихся при диссоциации HNO_2 , равна x моль/л, так как при диссоциации 1 моль HNO_2

образуется 1 ион H^+ и 1 ион NO_2^- ($C_{NO_2^-} = x$ моль/л)
из HNO_2

Концентрация NO_2^- , образовавшихся при диссоциации KNO_2

равна: $C_{NO_2^-} = C_{KNO_2} \cdot \alpha \cdot n_{NO_2^-}$
из KNO_2

KNO_2 - сильный электролит, $\alpha = 1$, $n_{NO_2^-} = 1$.

тогда $[NO_2^-] = x + C_{KNO_2} = (x + 0,02)$ моль/л

$[HNO_2] = (C_{HNO_2} - x) = (0,01 - x)$ моль/л

$$K = \frac{x(x + 0,02)}{0,01 - x}$$

$K_{HNO_2} = 4 \cdot 10^{-4}$ (табл. П6 [1]), тогда

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

т.к. $x \ll 0,01$ моль/л, то значением x , ввиду его малости, в выражениях $(x + 0,02)$ и $(0,01 - x)$ можно пренебречь, и данное выражение записать в виде:

$$\frac{0,02 \cdot x}{0,01} = 4 \cdot 10^{-4} \quad x = 2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

$[H^+] = 2 \cdot 10^{-4}$ моль/л

$$pH = -\lg 2 \cdot 10^{-4} = (-\lg 2) + (-\lg 10^{-4}) = -0.3 + 4 = 3,7$$

Ответ: pH = 3,7

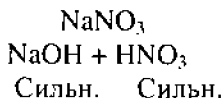
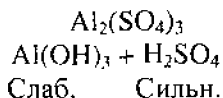
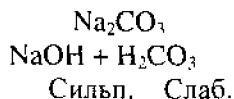
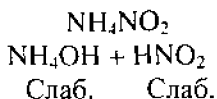
8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

УРОВЕНЬ А

1. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу:
 NH_4NO_2 , Na_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaNO_3 .

Ответ:

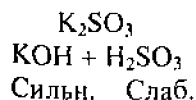
Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты и основания.



Гидролизу подвергаются соли, которые образованы при взаимодействии слабой кислоты и слабого основания; слабой кислоты и сильного основания; сильной кислоты и слабого основания; – это соли: NH_4NO_2 , Na_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются (NaNO_3).

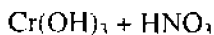
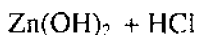
2. Указать реакцию среды водных растворов солей: K_2SO_3 , ZnCl_2 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, NaNO_3 .

Ответ:



Реакция среды определяется сильным электролитом участвующим в образовании соли. Сульфит калия образован

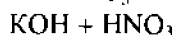
слабой кислотой и сильным основанием, поэтому реакция среды щелочная, $pH > 7$.



Слаб. Сильн.

Слаб. Сильн.

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



сильн. сильн

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

3. Какие из перечисленных кислот относятся к сильным: соляная кислота, уксусная кислота, серная кислота, ортофосфорная кислота, азотная кислота.

Ответ:

Сильные кислоты:

соляная кислота - HCl

серная кислота - H_2SO_4

азотная кислота – HNO_3

Слабые кислоты:

Уксусная кислота – CH_3COOH

Ортофосфорная кислота- H_3PO_4

4. Какие из перечисленных оснований относятся к сильным: гидроксид алюминия, гидроксид кальция, гидроксид меди, гидроксид лития, гидроксид бария.

Ответ:

Сильные основания:

гидроксид кальция – $Ca(OH)_2$

гидроксид лития - $LiOH$

гидроксид бария - $Ba(OH)_2$

Слабые основания:

гидроксид алюминия - $Al(OH)_3$

гидроксид меди - $Cu(OH)_2$

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:

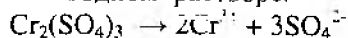
а) сульфат хрома (III)

б) сульфид натрия

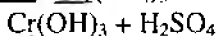
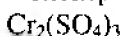
Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей.

РЕШЕНИЕ:

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

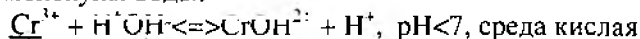


1. Под формулой соли написать формулы основания и кислоты, которыми образована соль, и подчеркнуть общий ион в формуле соли и слабого электролита.



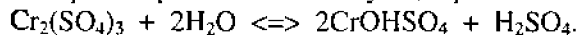
Слаб. Сильн.

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



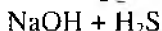
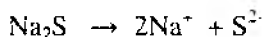
3. По полученному сокращенному ионно-молекулярному уравнению написать полное молекулярное уравнение. Для этого каждый ион в сокращенном ионно-молекулярном уравнении дополнить противоположно заряженными ионами соли.

Написать молекулы веществ, используя правило электронейтральности молекулы, и расставить коэффициенты:



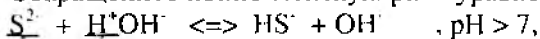
б) Используя последовательность написания процесса гидролиза, изложенное в а), составляем сокращенное ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли Na_2S .

Na_2S диссоциирует в водном растворе:



Сильн. Слаб.

Сокращенное ионно-молекулярное уравнение:



среда щелочная

Молекулярное уравнение гидролиза:

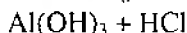
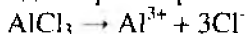


2. Написать ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза хлорида алюминия (III). Как влияет на равновесие гидролиза прибавление к раствору следующих веществ:

- соляной кислоты;
- гидроксида натрия;
- нитрата калия?

РЕШЕНИЕ

AlCl_3 диссоциирует в водном растворе.



Слаб. Сильн.

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

Сокращенное ионное уравнение гидролиза:



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

Молекулярное уравнение гидролиза:

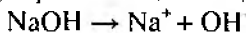


а) Соляная кислота диссоциирует: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Прибавляя соляную кислоту, мы увеличиваем концентрацию H^+ . По принципу Ле Шателье равновесие гидролиза сдвигается в сторону уменьшения концентрации H^+ .

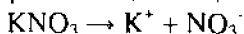
т.е. влево. Гидролиз ослабевает.

б) Уравнение диссоциации NaOH:



Прибавляя гидроксид натрия, мы вводим в раствор OH^- группы, которые связывают H^+ в малодиссоциирующую молекулу воды. Концентрация H^+ в растворе уменьшается и по принципу Ле Шателье равновесие гидролиза сдвигается в сторону увеличения концентрации H^+ , вправо. Гидролиз соли усиливается.

в) Уравнение диссоциации KNO_3 :



Добавление нитрата калия не смещает положения равновесия, т.к. нитрат калия не имеет общих ионов ни с хлоридом алюминия, ни с продуктами его гидролиза и не связывает их в малодиссоциирующие соединения, т.е. прибавление KNO_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.

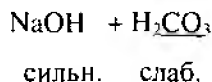
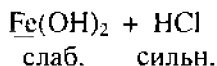
Дано:

Водные растворы хлорида железа (II) и карбоната натрия

Написать уравнение процессов в ионно-молекулярной и молекулярной формах, происходящих при сливании солей.

РЕШЕНИЕ:

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

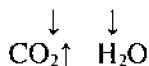
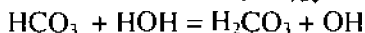
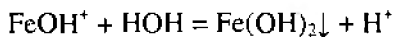


До сливания гидролизу подвергаются ионы Fe^{2+} и CO_3^{2-}
I ступень:

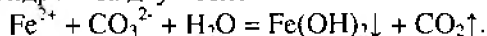


После сливания растворов продукт гидролиза первой соли (H^+) взаимодействует с продуктом гидролиза второй соли (OH^-) с образованием слабо диссоциирующего соединения H_2O , что приводит к смещению химического равновесия в сторону прямой реакции, усилению гидролиза первой и второй соли и протеканию II ступени гидролиза с образованием осадка и выделением газа.

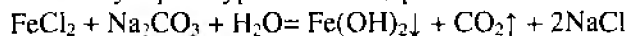
II ступень :



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение совместного гидролиза двух солей:



Молекулярное уравнение гидролиза:



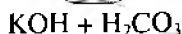
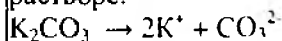
УРОВЕНЬ С

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

Дано:
$C_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 0.01\text{M}$
$K_f - ?$
pH - ?
h - ?

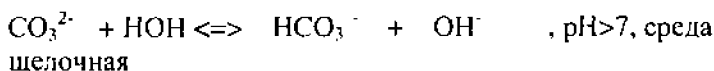
РЕШЕНИЕ:

K_2CO_3 диссоциирует в растворе:

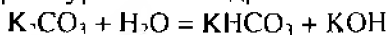


сильн. слаб.

Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



Молекулярное уравнение гидролиза:



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

$$K_B = 10^{-14}, K_{2(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 4,7 \cdot 10^{-11} \text{ (табл. П6[1])}$$

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

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

Так как среда щелочная, определяем рОН

$$\text{pOH} = -1/2 \cdot \lg K_r - 1/2 \cdot \lg C_{\text{K}_2\text{CO}_3} =$$

$$= -1/2 \cdot \lg 0,21 \cdot 10^{-3} - 1/2 \cdot \lg 0,01 =$$

$$= 1,85 + 1 = 2,85$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14; \text{pH} = 14 - \text{pOH}; \text{pH} = 14 - 2,85 = 11,15$$

$$\text{Ответ: } h = 0,14; K_r = 0,21 \cdot 10^{-3}; \text{pH} = 11,15$$

2. Рассчитать при температуре 300К константу, степень и рН гидролиза NH_4NO_3 в 1 М растворе, используя значения термодинамических характеристик реакции гидролиза. Написать ионно-молекулярное и молекулярное уравнение гидролиза этой соли.

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

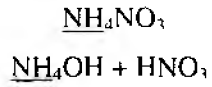
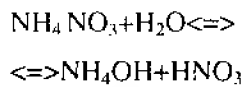
$$\Delta_r S^\circ(298 \text{ K}) = -4,67 \text{ Дж/К}$$

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:

Молекулярное уравнение гидролиза:



Слаб. Сильн.

Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза:
 $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$, $\text{pH} < 7$, среда кислая

$$\Delta_r H''(298\text{ K}) - T \cdot \Delta_r S''(298\text{ K}) = -2,303RT \lg K_r$$

$$\lg K_r = - \frac{\Delta_r H''(298\text{ K}) - T \cdot \Delta_r S''(298\text{ K})}{2,303 \cdot R \cdot T}$$

$$= - \frac{51,135 \cdot 10^3 - 300 \cdot (-4,67)}{2,303 \cdot 8,314 \cdot 300} = -9,18$$

$$K_r = 10^{-9,18} = 6,6 \cdot 10^{-10}$$

Т.к. среда кислая, то определяем pH:

$$\text{pH} = -1/2 \cdot \lg K_r - 1/2 \cdot \lg C_{\text{NH}_4\text{NO}_3}$$

$$\text{pH} = 1/2 \cdot (-9,18) - 1/2 \cdot \lg 1 = 4,59$$

$$h = K_r / C_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 6,6 \cdot 10^{-10} / 1 = 2,57 \cdot 10^{-5}$$

Ответ: $K_r = 6,6 \cdot 10^{-10}$; $h = 2,57 \cdot 10^{-5}$; $\text{pH} = 4,59$

3. Какая из двух солей ZnCl_2 или CuCl_2 , при равных условиях ($C_{\text{ZnCl}_2} = C_{\text{CuCl}_2} = 0,1 \text{ моль/л}$) в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивировать расчетом степени гидролиза обеих солей. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

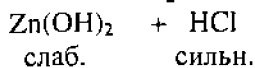
Дано:

$$C_{ZnCl_2} = C_{CuCl_2} = 0,1 \text{ моль / л}$$

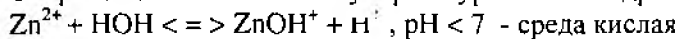
$$h_{ZnCl_2} / h_{CuCl_2} = ?$$

РЕШЕНИЕ:

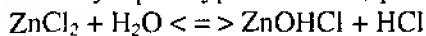
1. $ZnCl_2$ диссоциирует в растворе:



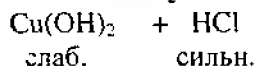
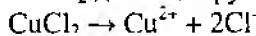
Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



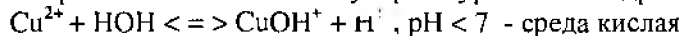
Молекулярное уравнение гидролиза:



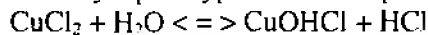
2. $CuCl_2$ диссоциирует в растворе:



Сокращенное ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



Молекулярное уравнение гидролиза:



$$h_{ZnCl_2} = \sqrt{\frac{K_z(ZnCl_2)}{C_{ZnCl_2}}} = \frac{K_z}{K_{2(Zn(OH)_2)} \cdot C_{ZnCl_2}}$$

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

$$h_{CuCl_2} = \sqrt{\frac{K_z(CuCl_2)}{C_{CuCl_2}}} = \frac{K_z}{K_{2(Cu(OH)_2)} \cdot C_{CuCl_2}}$$

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

$$\frac{h_{ZnCl_2}}{h_{CuCl_2}} = \frac{K_B \cdot K_{2(Cu(OH)_2)} \cdot C_{CuCl_2}}{K_{2(Zn(OH)_2)} \cdot C_{ZnCl_2} \cdot K_R} = \frac{K_{2(Cu(OH)_2)}}{K_{2(Zn(OH)_2)}} =$$

$$= \sqrt{\frac{3,4 \cdot 10^{-7}}{4,0 \cdot 10^{-5}}} = \sqrt{0,85 \cdot 10^{-2}} = 0,092$$

Ответ: соль CuCl_2 подвергается гидролизу в большей степени, т.к. $\dot{n}_{\text{ZnCl}_2} / \dot{n}_{\text{CuCl}_2} < 1$.

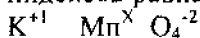
9. ОКИСЛИТЕЛЬНО - ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (ОВР)

УРОВЕНЬ А

1. Определить степень окисления марганца, хрома, серы в соединениях: KMnO_4 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2S .

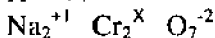
Ответ:

Алгебраическая сумма степеней окисления отдельных атомов, образующих молекулу, с учетом стехиометрических индексов равна нулю.



$$(+1) + X + (-2) \cdot 4 = 0$$

$$X = +7$$



$$(+1) \cdot 2 + X \cdot 2 + (-2) \cdot 7 = 0$$

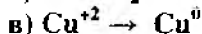
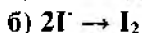
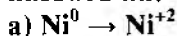
$$X = +6$$



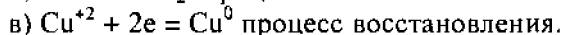
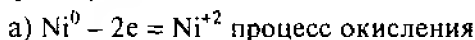
$$(+1) \cdot 2 + X = 0$$

$$X = -2$$

2. Составить уравнения для следующих превращений и назвать их:



Ответ:



3. Из предложенных пар веществ выбрать пару только окислителей.

1. CO; O₂

2. SO₂; H₂S

3. HNO₃; KMnO₄

4. H₂SO₃; O₃.

Ответ:

⁺⁵ ⁺⁷
3. HNO₃; KMnO₄

4. Из предложенных пар веществ выбрать пару только восстановителей.

1. K; O₂

2. Na; H₂S

3. C; FeCl₃

4. NH₃; O₃.

Ответ:

2. Na⁰; H₂S⁻²

УРОВЕНЬ В

1. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель:

а) Pb + HNO₃ _{конц} →

б) S + HNO₃ _{конц} →

в) P + H₂SO₄ _{конц} →

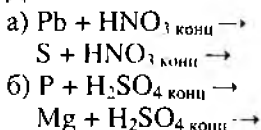
г) Mg + H₂SO₄ _{конц} →

а) Металл + HNO₃ _{конц} → соль + оксид азота + H₂O
Формула оксида азота зависит от активности металла (табл. П7|1|):
N₂O выделится, если в реакцию вступит активный металл (Li... Zn);

NO выделится, если в реакцию вступит металл средней активности (Сг...Pb);

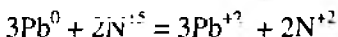
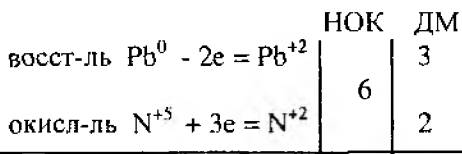
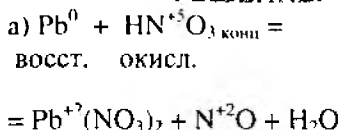
NO₂ выделится, если в реакцию вступит малоактивный металл (стоящий в ряду напряжений после водорода).

Дано:

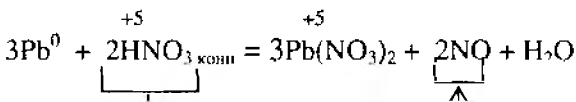


Уравнять реакции
и указать окислитель
и восстановитель

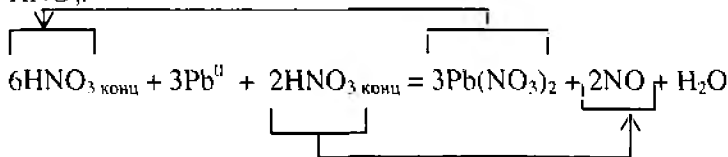
РЕШЕНИЕ:



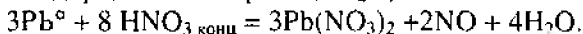
Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение:



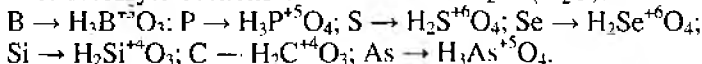
Поскольку азотная кислота расходуется не только на получение 2 моль NO, но и на получения 3 моль $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, в которых содержится 6NO_3^- со степенью окисления N^{+5} , то для протекания этого процесса необходимо дополнительно 6 моль HNO_3 .



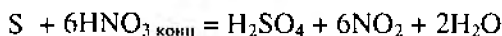
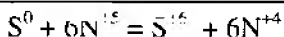
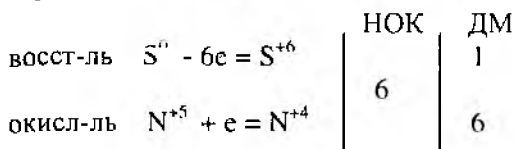
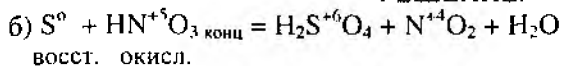
Суммируем число моль HNO_3 и уравниваем количество водорода и кислорода ($4\text{H}_2\text{O}$):



б) Неметалл + $\text{HNO}_3 \text{ конц} \rightarrow$ кислота, в которой неметалл проявляет высшую степень окисления + NO_2 + (H_2O):

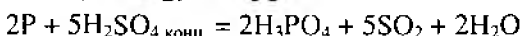
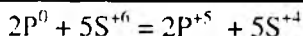
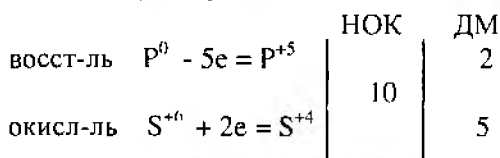
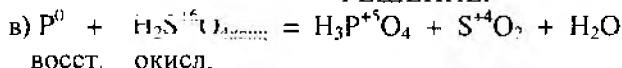


РЕШЕНИЕ:



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:

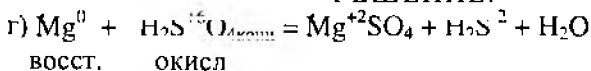


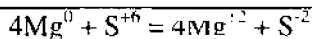
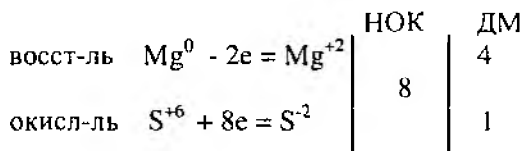
г) Металл + $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц} \rightarrow$ соль + $(\text{H}_2\text{S}, \text{S}, \text{SO}_2)$
(в зависимости от активности металла) + H_2O .
 H_2S выделится, если в реакцию вступит активный металл
(Li...Zn),

S выделится, если в реакцию вступит металл средней активности (Cr...Pb),

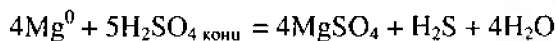
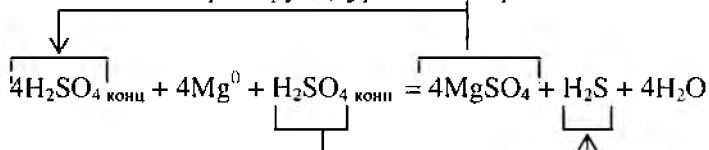
SO_2 выделится, если в реакцию вступит малоактивный металл (стоящий в ряду напряжений после водорода) (Sb....Hg).

РЕШЕНИЕ:



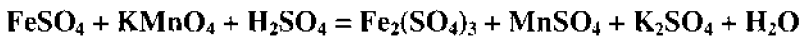


Аналогично примеру (а) уравниваем реакцию:



УРОВЕНЬ С

1. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель.



Определить массу $KMnO_4$, необходимую для взаимодействия с 1,52г $FeSO_4$.

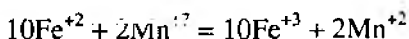
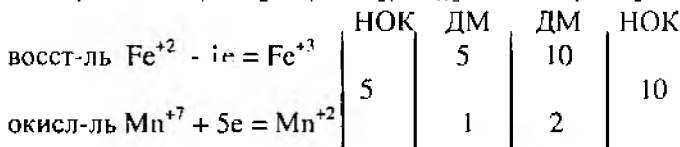
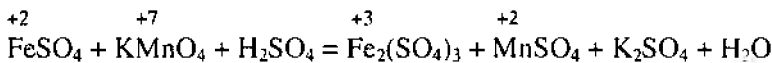
Дано:

$$m_{FeSO_4} = 1,52\text{г}$$

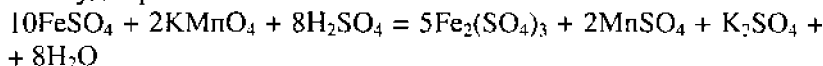
Уравнять реакцию и указать окислитель и восстановитель.

$$m_{KMnO_4} - ?$$

РЕШЕНИЕ:



Так как по методу электронного баланса образуется нечетное число ионов Fe^{+2} , а этот ион имеет стехиометрический индекс 2, то дополнительные множители необходимо удвоить и ион будет равным 10.



Потребное количество моль H_2SO_4 для получения данных продуктов реакции, получаем путем подсчета ионов SO_4^{-2} сначала справа, а затем слева ($8\text{H}_2\text{SO}_4$) и затем уравниваем число атомов Н и О ($8\text{H}_2\text{O}$).

Согласно уравнению реакции 10 моль FeSO_4 реагирует с 2 моль KMnO_4 , т.е. составляем пропорцию

$$10M_{\text{FeSO}_4} - 2M_{\text{KMnO}_4}$$

$$m_{\text{FeSO}_4} - m_{\text{KMnO}_4}$$

$$m_{\text{KMnO}_4} = \frac{2M_{\text{KMnO}_4} \cdot m_{\text{FeSO}_4}}{10M_{\text{FeSO}_4}} = \frac{2 \cdot 158 \cdot 1,52}{10 \cdot 152} = 0,316\text{г}$$

Ответ: $m_{\text{KMnO}_4} = 0,316\text{г.}$, окислитель KMnO_4 , восстановитель FeSO_4 .

2. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель:



Определить $C_{\text{ж}}(\text{H}_2\text{S})$, если на взаимодействие с 3,16 г KMnO_4 ушло 200 мл раствора H_2S .

Дано:

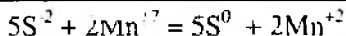
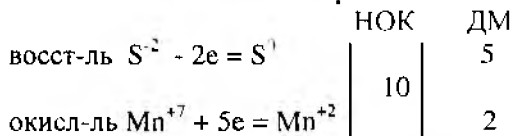
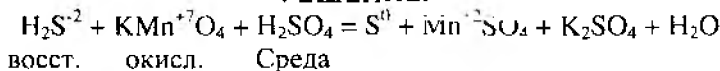
$$m_{\text{KMnO}_4} = 3,16\text{г}$$

$$V_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{S}) = 200\text{мл}$$

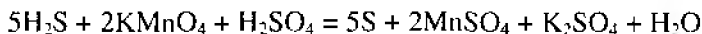
Уравнять реакцию и указать окислитель и восстановитель

$$C_{\text{ж}}(\text{H}_2\text{S}) - ?$$

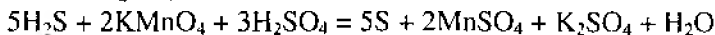
РЕШЕНИЕ:



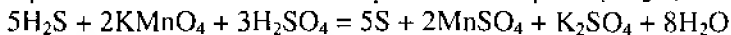
Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение:



Подсчитываем количество H_2SO_4 необходимое для получения 2 моль MnSO_4 и 1 моль K_2SO_4 . Для этого необходимо 3 моль H_2SO_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 KMnO_4 .

$$M_{\text{эк}}(\text{KMnO}_4) = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ г/моль}$$

$$C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S}) \cdot 0,2 = \frac{3,16}{31,6} = 0,5 \text{ моль/л}$$

Ответ: $C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{S}) = 0,5 \text{ моль/л}$,

окислитель - KMnO_4 , восстановитель - H_2S .

3. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель:



Определить направление протекания и константу равновесия при стандартных условиях.

Дано:
Уравнение реакции

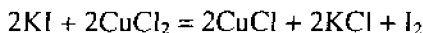
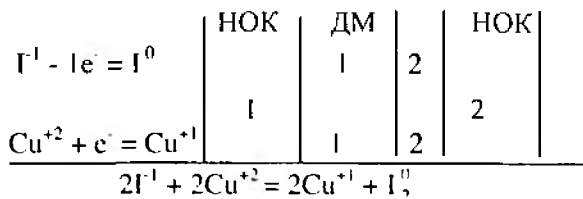
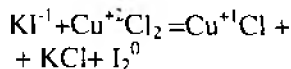
Уравнять реакцию и указать окислитель и восстановитель. Определить направление протекания реакции.

K - ?

$\Delta_r G^0(298\text{K})$ - ?

РЕШЕНИЕ:

Расставляем коэффициенты методом электронного баланса:



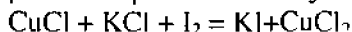
Запишем стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции (табл. П8[1])

$$\text{I}_2 + 2e^- = 2\text{I}^- \quad \varphi_1^0 = +0,54 \text{ В}$$

$$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+ \quad \varphi_2^0 = +0,15 \text{ В}$$

Из двух приведенных окислителей более сильным окислителем будет I_2 , поскольку $\varphi_1^0 > \varphi_2^0$, I_2 находится в продуктах реакции, следовательно реакция будет протекать справа налево т.е.

реально протекающей будет реакция:



тогда $\Delta_r G^0(298\text{K}) = -z \cdot F \cdot \varepsilon^0$

где z - число отданных или принятых электронов (НОК); $F = 96500$ Кл/моль; ε^0 - напряжение ОВР, В

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

$$\varepsilon^0 = \varphi_{\text{I}_2/\text{I}^-}^0 - \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+}^0 = 0,54 - 0,15 = 0,39 \text{ В}$$

$$\Delta_r G^0(298\text{K}) = -2 \cdot 96500 \cdot 0,39 = -75270 \text{ Дж}$$

$$\lg K = \frac{z \cdot \mathcal{E}^0}{0,059}; K = 10^{\frac{z \cdot \mathcal{E}^0}{0,059}}; K = 10^{\frac{2 \cdot 0,19}{0,059}} = 10^{13,2}$$

Ответ: $K = 10^{13,2}$; $\Delta_r G^0(298\text{K}) = -75,27$ кДж; реакция протекает справа налево; окислитель - I_2 ; восстановитель - CuCl .

4. Уравнять реакцию. Указать окислитель и восстановитель:

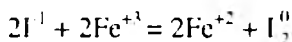
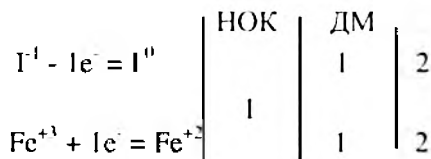


Определить направление протекания и константу равновесия реакции при стандартных условиях.

Дано: Уравнение реакции
Уравнять реакцию и указать окислитель и восстановитель. Определить направление протекания реакции. K - ? $\Delta_r G^0(298\text{K})$ - ?

РЕШЕНИЕ:

Расставляем коэффициенты методом электронного баланса:
 $\text{KI}^{-1} + \text{Fe}^{+3}(\text{NO}_3)_3 = \text{KNO}_3 + \text{I}_2^0 + \text{Fe}^{+2}(\text{NO}_3)_2$



Запишем стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции (табл. П8[1])



Поскольку $\varphi_2^0 > \varphi_1^0$, то окислителем будет служить ион Fe^{2+} , а восстановителем - ион Γ , ион Fe^{3+} находится в исходных веществах, значит рассматриваемая реакция будет протекать слева направо.

$$\Delta_r G^0(298\text{K}) = -z \cdot F \cdot \varepsilon^0$$

где z - число отданных или принятых электронов (НОК);

$F = 96500$ Кл/моль; ε^0 - напряжение ОВР, В

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

$$\varepsilon^0 = \varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 - \varphi_{\text{I}_2/\text{I}^-}^0 = 0,77 - 0,54 = 0,23\text{В}$$

$$\Delta_r G^0(298\text{K}) = -2 \cdot 96500 \cdot 0,23 = -44390 \text{ Дж};$$

$$\lg K = \frac{-z \cdot \varepsilon^0}{0,059}; K = 10^{\frac{-2 \cdot 0,23}{0,059}} = 10^{\frac{-0,46}{0,059}} = 10^{7,796}$$

Ответ: $K = 10^{7,796}$; $\Delta_r G^0(298\text{K}) = -44,39$ кДж; реакция протекает слева направо; окислитель - $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; восстановитель - KI .

10. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ.

УРОВЕНЬ А

1. Написать формулу для определения весового показателя коррозии. Указать размерность.

Ответ:

$$K_m = \frac{\Delta m_{\text{ок}}, \text{г}}{S \cdot \tau}, \text{г/м}^2 \cdot \text{ч}$$

$$\text{или } K_m = K_v \frac{M_{\text{ок}}(\text{Ме})}{V_{M_{\text{ок}}(\text{Газе})}}, \text{г/м}^2 \cdot \text{ч}$$

2. Написать формулу для определения объемного показателя коррозии. Указать размерность.

Ответ:

$$K_v = \frac{V_{(\text{Газе})}}{S \cdot \tau}, \text{см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{ч}$$

3. Написать формулу для определения глубинного показателя коррозии. Указать размерность.

Ответ:

$$P = \frac{\delta}{\tau} \text{ мм/год}; P = K_{\dots} \frac{8,76}{\rho_{\text{Me}}} \text{ мм/год}$$

4. Написать уравнение Нернста для определения электродного потенциала металлического электрода. Указать размерность.

Ответ:

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

УРОВЕНЬ В

1. а) Алюминиевый электрод погружен в $5 \cdot 10^{-4}$ М раствор сульфата алюминия. Вычислить значение электродного потенциала алюминия.

РЕШЕНИЕ:

Дано:

Металл – Al

$$C_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ М}$$

$$\varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = ?$$

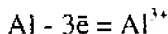
Электродный потенциал алюминия рассчитываем по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = \varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Al}^{3+}} \quad (1)$$

По таблице П7[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 своей соли:



n – число электронов, участвующих в электродном процессе.

Для данной реакции n равно заряду иона алюминия

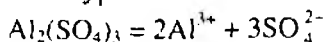
$$\text{Al}^{3+} (n=3).$$

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 $Al_2(SO_4)_3$ – сильный электролит.
Следовательно, $\alpha = 1$. По уравнению диссоциации $Al_2(SO_4)_3$:



число ионов Al^{3+} , образующихся при диссоциации одной молекулы $Al_2(SO_4)_3$ равно 2.

Следовательно, $n_{Al^{3+}} = 2$

Тогда $C_{Al^{3+}} = 5 \cdot 10^{-4} \cdot 1 \cdot 2 = 10^{-3}$ моль/л

Рассчитываем электродный потенциал алюминиевого электрода по уравнению (1)

$$\varphi_{Al^{3+}/Al} = -1,67 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-3} = -1,73 \text{ В}$$

Ответ: $\varphi_{Al^{3+}/Al} = -1,73 \text{ В}$.

б) Потенциал цинкового электрода, погруженного в раствор своей соли, равен (-0,86В). Вычислить концентрацию ионов цинка в растворе.

РЕШЕНИЕ:

Дано: Металл – Zn $\varphi_{Zn^{2+}/Zn} = -0,86 \text{ В}$
$C_{Zn^{2+}} = ?$

Электродный потенциал цинка рассчитываем по уравнению Нернста:

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn} = \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Zn^{2+}} \quad (1)$$

$$\lg C_{Zn^{2+}} = \frac{(\varphi_{Zn^{2+}/Zn} - \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0) \cdot n}{0,059}$$

Откуда:

По таблице П7[1] определяем стандартный электродный потенциал цинка

$\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76 \text{ В}$, n – равно заряду иона цинка Zn^{2+} ($n=2$).

Тогда: $\lg C_{Zn^{2+}} = \frac{[-0,86 - (-0,76)] \cdot 2}{0,059} = -3,39$

$C_{Zn^{2+}} = 10^{-3,39}$ моль/л.

Ответ: $C_{Zn^{2+}} = 10^{-3,39}$ 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 значением электродного потенциала.

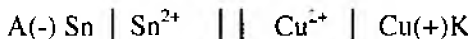
По таблице П7[1] находим $\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14\text{В}$

а) Олово является анодом ГЭ.

В качестве катода можно выбрать любой металл с

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 > \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0$$

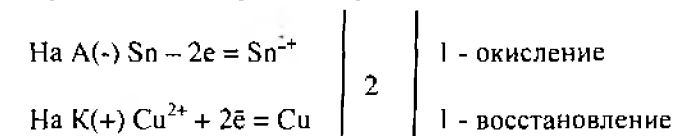
Выбираем медь $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34\text{В}$. В паре Sn- Cu – олово будет являться анодом ГЭ, медь – катодом. Составим схему ГЭ:



или



Уравнения электродных процессов:



$\text{Sn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Sn}^{2+} + \text{Cu}$ – суммарное ионное уравнение

$\text{Sn} + \text{CuSO}_4 = \text{SnSO}_4 + \text{Cu}$ – суммарное молекулярное уравнение токообразующей реакции.

Рассчитываем стандартное напряжение ГЭ:

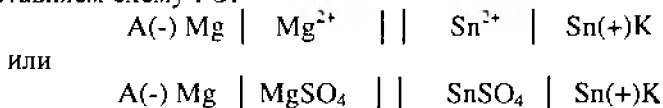
$$\mathcal{E}^0 = \varphi_{\text{K}}^0 - \varphi_{\text{A}}^0 = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = +0,34 - (-0,14) = 0,48\text{В}$$

б) Олово является катодом ГЭ.

В качестве анода ГЭ можно выбрать любой металл с $\varphi_{Me^{n+}/Me}^0 < \varphi_{Sn^{2+}/Sn}^0$, кроме щелочных и щелочноземельных металлов, так как они реагируют с водой.

Выбираем магний $\varphi_{Mg^{2+}/Mg}^0 = -2,37$ В

В паре Mg-Sn – магний является анодом, олово – катодом.
Составляем схему ГЭ:



3. Составить схему коррозионного гальванического элемента, возникающего при контакте железа с цинком в:
 а) атмосферных условиях ($\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$);
 б) кислой среде (H_2SO_4);
 в) кислой среде в присутствии кислорода ($\text{HCl} + \text{O}_2$).
 Написать уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии.

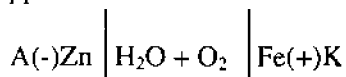
РЕШЕНИЕ:

По таблице П7[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:

На А(-) $Zn - 2\bar{e} = Zn^{2+}$	НОК	ДМ
	4	2
На К(+) $2H_2O + O_2 + 4\bar{e} = 4OH^-$		1
<hr/>		
$2Zn + 2H_2O + O_2 = 2Zn(OH)_2$ - суммарная реакция процесса		

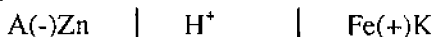
коррозии.

б) Коррозия в кислой среде (H_2SO_4).

Составляем схему коррозионного ГЭ:

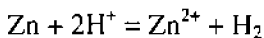


или



Составляем уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии:

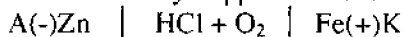
На А(-) $Zn - 2\bar{e} = Zn^{2+}$	НОК	ДМ
	2	1
На К(+) $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$		1
<hr/>		



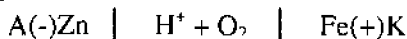
$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$ - суммарная реакция процесса коррозии.

в) Коррозия в кислой среде в присутствии кислорода ($HCl + O_2$).

Составляем схему коррозионного ГЭ:



или



Составляем уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии:

На А(-) $Zn - 2\bar{e} = Zn^{2+}$	НОК	ДМ
	4	2
На К(+) $4H^+ + O_2 + 4\bar{e} = 2H_2O$		1
<hr/>		
$2Zn + 4H^+ + O_2 = 2Zn^{2+} + 2H_2O$		
$2Zn + 4HCl + O_2 = 2ZnCl_2 + 2H_2O$ - суммарная реакция		

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 1М 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: $C_{ZnCl_2} = 1 \text{ М}$ $C_{CrCl_3} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ М}$
ε - ?

РЕШЕНИЕ:

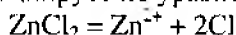
Для составления схемы ГЭ необходимо знать величины электродных потенциалов металлов – цинка и хрома. По таблице П7[1] определяем стандартные электродные потенциалы металлов:

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76 \text{ В}, \quad \varphi_{Cr^{3+}/Cr}^0 = -0,74 \text{ В}$$

Рассчитываем электродный потенциал цинка по уравнению Нернста:

$$\begin{aligned} \varphi_{Zn^{2+}/Zn} &= \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Zn^{2+}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 1 = \\ &= -0,76 \text{ В} \end{aligned}$$

Хлорид цинка диссоциирует по уравнению:



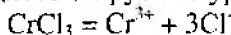
$$C_{Zn^{2+}} = C_{ZnCl_2} \cdot \alpha \cdot n_{Zn^{2+}} = 1 \cdot 1 \cdot 1 = 1 \text{ моль/л,}$$

$\alpha = 1$ ($ZnCl_2$ – сильный электролит), $n_{Zn^{2+}} = 1$.

Рассчитываем электродный потенциал хрома:

$$\begin{aligned} \varphi_{Cr^{3+}/Cr} &= \varphi_{Cr^{3+}/Cr}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Cr^{3+}} = -0,74 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-3} = \\ &= -0,80 \text{ В} \end{aligned}$$

Хлорид хрома (III) диссоциирует по уравнению:

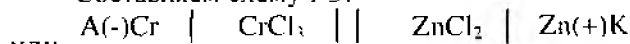


$$C_{Cr^{3+}} = C_{CrCl_3} \cdot \alpha \cdot n_{Cr^{3+}} = 10^{-3} \cdot 1 \cdot 1 = 10^{-3} \text{ моль/л,}$$

$$\alpha = 1 \text{ (CrCl}_3 \text{ – сильный электролит), } n_{Cr^{3+}} = 1$$

Так как $\varphi_{Cr^{3+}/Cr} < \varphi_{Zn^{2+}/Zn}$, то в ГЭ анодом будет являться хром, катодом – цинк.

Составляем схему ГЭ:



Составляем уравнения электродных процессов и суммарной тообразующей реакции:

На А(-)Cr – 3ē = Cr ³⁺	НОК	ДМ
	6	2
На К(+): Zn ²⁺ + 2ē = Zn		3
<hr/>		
2Cr + 3Zn ²⁺ = 2Cr ³⁺ + 3Zn		

2Cr + 3ZnCl₂ = 2CrCl₃ + 3Zn - суммарная токообразующая реакция.

Рассчитываем напряжение ГЭ:

$$\varepsilon = \varphi_K - \varphi_A = \varphi_{Zn^{2+}/Zn} - \varphi_{Cr^{3+}/Cr} = -0,76 - (-0,80) = 0,04 \text{ В}$$

$$\text{Ответ: } \varepsilon = 0,04 \text{ В.}$$

2. Составить схему ГЭ, в котором протекает химическая реакция $Fe + Ni^{2+} = Fe^{2+} + Ni$. Написать уравнения электродных процессов. На основании стандартных значений энергии Гиббса образования ионов $\Delta_f G^0$ (298 К, Meⁿ⁺) рассчитать стандартное напряжение ГЭ и константу равновесия реакции при 298 К.

$$\Delta_f G^0 (298 \text{ К, Ni}^{2+}) = -64,4 \text{ кДж/моль;}$$

$$\Delta_f G^0 (298 \text{ К, Fe}^{2+}) = -84,94 \text{ кДж/моль.}$$

Дано:

$$\Delta_f G^0 (298 \text{ К, Ni}^{2+}) = -64,4 \text{ кДж/моль}$$

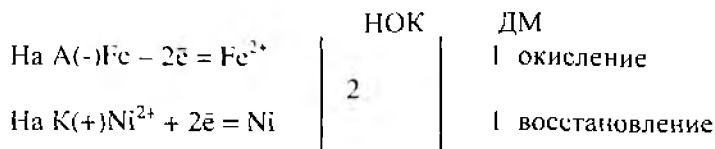
$$\Delta_f G^0 (298 \text{ К, Fe}^{2+}) = -84,94 \text{ кДж/моль}$$

$$T = 298 \text{ К}$$

$$\varepsilon_0 - ? \quad K_C - ?$$

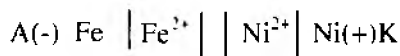
РЕШЕНИЕ:

На основании реакции приведенной в условии задачи составляем уравнения электродных процессов:



Анодом ГЭ является электрод, на котором происходит процесс окисления. Кагодом – электрод, на котором происходит процесс восстановления. Тогда в рассматриваемом ГЭ анодом будет являться железо, катодом – никель.

Составляем схему ГЭ:



Рассчитываем стандартное напряжение ГЭ:

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

$$\varepsilon^0 = -\frac{\Delta_r G^0 (298 \text{ K})}{z \cdot F} = -\frac{(-20,54) \cdot 10^3}{2 \cdot 96500} = 0,106 \text{ В}$$

$$\Delta_r G^0 (298 \text{ K}) = \Delta_r G^0 (298 \text{ K, Fe}^{2+}) - \Delta_r G^0 (298 \text{ K, Ni}^{2+}) =$$

$$= -84,94 - (-64,4) = -20,54 \text{ кДж,}$$

$$z = 2, F = 96500 \text{ Кл/моль.}$$

Рассчитываем константу равновесия токообразующей реакции (K_C).

$$\Delta_r G^0 (298 \text{ K}) = -R \cdot T \cdot \ln K_C = -R \cdot T \cdot 2,303 \cdot \lg K_C$$

$$\lg K_C = -\frac{\Delta_r G^0 (298 \text{ K})}{2,3 \cdot R \cdot T} = -\frac{(-20,54) \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298} = 3,6$$

$$K_C = 10^{3,6}$$

Ответ: $\varepsilon^0 = 0,106 \text{ В, } K_C = 10^{3,6}$.

3. Составить схему коррозионного ГЭ, возникающего при контакте железной пластинки площадью 20 см² с никелевой в растворе соляной кислоты 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 $7,9 \text{ г/см}^3$.

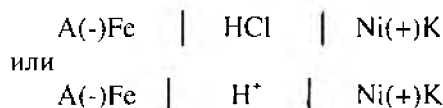
РЕШЕНИЕ:

По таблице П7{1} находим значения стандартных электродных потенциалов железа (II) и никеля (II):

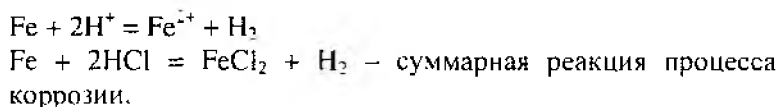
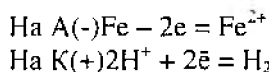
$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В}.$$

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:



Составляем уравнения электродных процессов и суммарной реакции процесса коррозии:



а)

Дано: $\tau = 40 \text{ мин}$ $V_{\text{газ}} = 0,5 \text{ см}^3$ $S = 20 \text{ см}^2$
$K_V - ?$ $K_m - ?$

РЕШЕНИЕ:

Рассчитываем объемный показатель коррозии K_V по формуле:

$$K_V = \frac{V_{\text{газ}}}{S \cdot \tau}, \text{ см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{час}.$$

При расчете K_V принимаем: $S - [\text{м}^2]$, $\tau - [\text{час}]$,
 $V_{\text{газ}} - [\text{см}^3]$.

Из уравнения суммарной реакции процесса коррозии следует, что при коррозии выделяется водород.

Следовательно, $V_{\text{Газ}} = V_{\text{H}_2}$.

$$\text{Тогда, } K_v = \frac{V_{\text{H}_2}}{S \cdot \tau} = \frac{0,5}{20 \cdot 10^{-4} \cdot 40/60} = 375 \text{ см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{час.}$$

Рассчитываем весовой показатель коррозии K_m по формуле:

$$K_m = K_v \frac{M_{\text{ЭК}}(\text{Me})}{V_{M_{\text{ЭК}}(\text{Газ})}}, \text{ г/м}^2 \cdot \text{час.}$$

В процессе коррозии разрушению подвергается железо и выделяется водород.

Следовательно:

$$M_{\text{ЭК}}(\text{Me}) = M_{\text{ЭК}}(\text{Fe}) = \frac{M_{\text{Fe}}}{n} = \frac{56}{2} = 28 \text{ г/моль,}$$

$$V_{M_{\text{ЭК}}(\text{Газ})} = V_{M_{\text{ЭК}}(\text{H})} = 11200 \text{ см}^3/\text{моль.}$$

$$K_m = K_v \frac{M_{\text{ЭК}}(\text{Fe})}{V_{M_{\text{ЭК}}(\text{H})}} = 375 \cdot \frac{28}{11200} = 0,94 \text{ г/м}^2 \cdot \text{час.}$$

Ответ: $K_v = 375 \text{ см}^3/\text{м}^2 \cdot \text{час.}$

$K_m = 0,94 \text{ г/м}^2 \cdot \text{час.}$

б)

Дано:

$\tau = 120 \text{ мин}$

$\Delta m_{\text{Me}} = 3,7 \cdot 10^{-3} \text{ г.}$

$S = 20 \text{ см}^2$

$\rho_{\text{Fe}} = 7,9 \text{ г/см}^3$

$K_m - ?$

$\rho - ?$

РЕШЕНИЕ:

Рассчитываем весовой показатель коррозии K_m по формуле:

$$K_m = \frac{\Delta m_{\text{Me}}}{S \cdot \tau}, \text{ г/м}^2 \cdot \text{час.}$$

Коррозии подвергается железо. Тогда потеря массы металла

$$\Delta m_{\text{Me}} = \Delta m_{\text{Fe}}$$

При расчете K_m принимаем: $\Delta m_{\text{Me}} - [\text{г}]; S - [\text{м}^2], \tau - [\text{час}].$

$$\text{Тогда: } K_m = \frac{\Delta m_{Fe}}{S \cdot \tau} = \frac{3,7 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-4} \cdot 120 / 60} = 0,925 \text{ г/м}^2 \cdot \text{час.}$$

Рассчитываем глубинный показатель коррозии по формуле:

$$П = K_m \frac{8,76}{\rho_{Me}} = 0,925 \cdot \frac{8,76}{7,9} = 1,03 \text{ мм/год.}$$

Ответ: $K_m = 0,925 \text{ г/м}^2 \cdot \text{час}$, $П = 1,03 \text{ мм/год}$.

11. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ

При составлении схем электролиза растворов могут быть использованы таблицы катодных и анодных процессов (таб. 1 и 2).

КАТОДНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Таблица 1

Электродный потенциал процесса восстановления	$\varphi_{Me^{n+}/Me}^0 < -1,4В$	$\varphi_{Me^{n+}/Me}^0 = -1,4В \dots 0$	$\varphi_{Me^{n+}/Me}^0 > 0$
Группы катионов металлов	$Li^+, Rb^+, K^+, Ba^{2+}, Sr^{2+}, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, Ti^{2+}$	$Mn^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{2+}, Cd^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}$	$Sb^{3+}, Bi^{3+}, Cu^{2+}, Ag^+, Hg^{2+}, Pt^{2+}, Au^{3+}$
Катодный процесс	$2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$	$Me^{n+} + n\bar{e} = Me$ $2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$	$Me^{n+} + n\bar{e} = Me$
Описание процесса	Восстанавливаются только молекулы воды, а ионы металлов остаются в катодите	Одновременно восстанавливаются и ионы металлов, и молекулы воды	Восстанавливаются только ионы металла Me^{n+}

АНОДНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Таблица 2

Вид анода	Инертный анод (С, Pt и др.)		Раствори- мый метал- лический анод
Электрод- ный потен- циал процесса окисле- ния	$\varphi_{A/A^{n-}}^0 < < +1,5В$	$\varphi_{A/A^{n-}}^0 > > +1,5В$	
Вид анионов	Анионы бескислоро- дных кислот (Cl ⁻ , Br ⁻ , J ⁻ , S ²⁻ и др.)	Анионы кислород- содержа- щих кислот (SO ₄ ²⁻ , NO ₃ ⁻ , PO ₄ ³⁻ и др.)	-
Анодный процесс	$A^{n-} - n\bar{e} = A$	$2H_2O - 4e =$ $= O_2 + 4H^+$	$Me - n\bar{e} =$ $= Me^{n+}$
Описание процесса	Окисляются только анионы бескисло- родных кислот	Окисля- ются только молекулы воды или ОН ⁻ - ионы (рН>7).Анио- ны кислород- содержащих кислот не окисляются и остаются в анодите	Окисля- ется только металл анода

УРОВЕНЬ А

1. Указать какие катионы металлов можно восстановить методом электролиза из водных растворов: Li^+ , Zn^{2+} , Hg^{2+} , Ba^{2+} .

Ответ: $\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$, $\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$

2. Указать какие анионы можно окислить методом электролиза из водных растворов: SO_4^{2-} , Br^- , NO_3^- , J^- .

Ответ: $2\text{Br}^- - 2e = \text{Br}_2$, $2\text{J}^- - 2e = \text{J}_2$

3. Написать выражение объединенного закона Фарадея для определения массы вещества выделяющегося на электродах или разлагающегося при электролизе. Указать размерность.

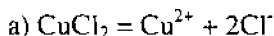
Ответ: $m_{\text{в}} = \frac{M_{\text{э}}(\text{В}) \cdot I \cdot \tau}{F} \text{ (г)}$.

УРОВЕНЬ В

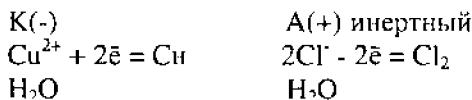
1. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов водных растворов солей (анод инертный): а) хлорида меди (II), б) гидроксида натрия. Какие продукты выделяются на катоде и аноде?

Дано: а) CuCl_2 , б) NaOH . Анод инертный
1. Схема электролиза-? 2. Продукты электролиза-?

РЕШЕНИЕ



Схему электролиза составляем в соответствии с таблицами 1 и 2:



На катоде выделяется Cu , на аноде выделяется Cl_2 .

б) $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

К(-)

А(+ инертный)

Na^+

$4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

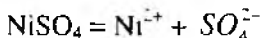
На катоде выделяется H_2 , на аноде выделяется O_2 .

2. Составить схемы электролиза и написать уравнения электродных процессов водного раствора соли сульфата никеля (II), если: а) анод инертный, б) анод никелевый. Какие продукты выделяются на катоде и аноде?

Дано: $NiSO_4$ а) анод инертный б) анод никелевый
1. Схема электролиза-? 2. Продукты электролиза-?

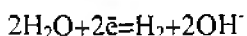
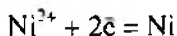
РЕШЕНИЕ

а) анод – инертный



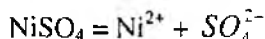
Схему электролиза составляем в соответствии с таблицами 1 и 2:

К(-)

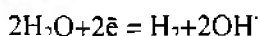
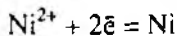


На катоде выделяется Ni и H_2 , на аноде выделяется O_2 .

б) анод – никелевый:

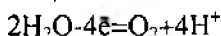


К(-)

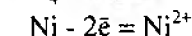
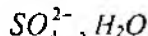


На катоде выделяется Ni и H_2 , на аноде растворяется Ni.

А(+), инертный



А(+), (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.

По закону эквивалентов: $n_{\text{ЭК}}(\text{O}_2)(\text{анод}) = n_{\text{ЭК}}(\text{Ag})(\text{катод})$ или

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{ЭК}}(\text{Ag})} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_{M_{\text{ЭК}}(\text{O})}}, \text{ откуда } m_{\text{Ag}} = \frac{M_{\text{ЭК}}(\text{Ag}) \cdot V_{M_{\text{ЭК}}(\text{O})}}{V_{M_{\text{ЭК}}(\text{O})}} =$$

$$\frac{108 \cdot 560}{5600} = 10,8 \text{ г.}$$

где $M_{\text{ЭК}}(\text{Ag}) = \frac{108}{1} = 108 \text{ г / моль}$

На катоде выделилось 10,8 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 298К, давление 99 кПа.

Дано:

Электролит:



$$\tau = 4 \text{ ч}$$

$$T = 298 \text{ К}$$

$$I = 2 \text{ А}$$

$$P = 99 \text{ кПа}$$

Анод инертный

РЕШЕНИЕ

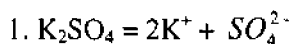


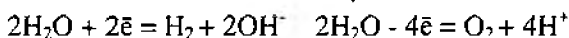
Схема электролиза:

K(-)

A(+) (инертный)

K⁺

SO₄²⁻



На катоде выделяется H₂, на аноде выделяется O₂

Схема электролиза-?

1. V_(H₂) (катод) - ?

2. V_(O₂) (анод) - ?

1. По закону Фарадея объемы водорода и кислорода (н.у.):

$$V_{0(\text{H}_2)} = \frac{V_{M_{\text{z}}(\text{H})} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{11,2 \cdot 2 \cdot 4}{26,8} = 3,34 \text{ л.}$$

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

Если τ – с, то $F = 96500$ Кл/моль, если τ – ч, то $F = 26,8$ А·ч/моль.

$$V_{0(\text{O}_2)} = \frac{V_{M_{\text{z}}(\text{O})} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{5,6 \cdot 2 \cdot 4}{26,8} = 1,67 \text{ л.,}$$

$$V_{M_{\text{z}}(\text{O})} = 5,6 \text{ л/моль.}$$

Объем водорода при заданных условиях :

$$\frac{V_{0(\text{H}_2)} \cdot P_0}{T_0} = \frac{V_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{H}_2}}{T},$$

$$\text{откуда: } V_{\text{H}_2} = \frac{P_0 \cdot T \cdot V_{0(\text{H}_2)}}{T_0 \cdot P_{\text{H}_2}} = \frac{101,325 \cdot 298 \cdot 3,34}{273 \cdot 99} = 3,73 \text{ л.}$$

Объем кислорода при заданных условиях:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{P_0 \cdot T \cdot V_{0(\text{O}_2)}}{T_0 \cdot P_{\text{O}_2}} = \frac{101,325 \cdot 298 \cdot 1,67}{273 \cdot 99} = 1,87 \text{ л.}$$

2. Металлическую деталь, площадь поверхности которой равна 100 см^2 , 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 – $8,9 \text{ г/см}^3$.

Дано:
 Электролит:
 CuCl_2
 $S = 100 \text{ см}^2$
 $h = 0,15 \text{ мм}$
 $I = 8 \text{ А}$
 $\text{ВТ} = 98\%$
 $\rho_{\text{Cu}} = 8,9 \text{ г/см}^3$
 Анод медный

Схема электролиза-?
 Время электролиза, τ -?

РЕШЕНИЕ

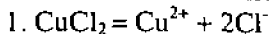
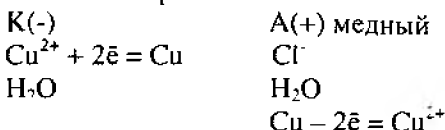


Схема электролиза:



На катоде выделяется Cu , на аноде растворяется Cu .

2. По закону Фарадея с учетом выхода по току (ВТ) масса меди равна:

$$m_{\text{Cu}} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Cu}) \cdot I \cdot \tau}{F} \cdot \text{ВТ}$$

Масса меди, необходимая для получения медного покрытия:
 $m_{\text{Cu}} = S \cdot h \cdot \rho$ (г), где S – см^2 , h – см , ρ – г/см^3 .

$$S \cdot h \cdot \rho_{\text{Cu}} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Cu}) \cdot I \cdot \tau}{F} \cdot \text{ВТ}$$

откуда

$$\tau = \frac{S \cdot h \cdot \rho \cdot F}{M_{\text{эк}}(\text{Cu}) \cdot I \cdot \text{ВТ}} = \frac{100 \cdot 0,15 \cdot 10^{-1} \cdot 8,9 \cdot 26,8}{32 \cdot 8 \cdot 0,98} = 1,44 \text{ часа}$$

$$\text{где } M_{\text{эк}}(\text{Cu}) = \frac{M_{\text{Cu}}}{2} = \frac{64}{2} = 32 \text{ г/моль}$$

$F = 26,8$ – $\text{А} \cdot \text{ч/моль}$, тогда τ – ч.

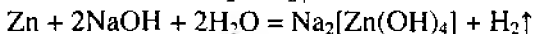
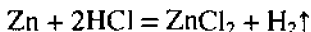
3. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора нитрата серебра, если для выделения всего серебра из 75 мл этого раствора потребовалось пропустить ток силой 4 А в течение 25 минут. Составить схему электролиза и написать уравнения электродных процессов. Анод инертный. Выход по току серебра 100%.

12. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА И ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ

УРОВЕНЬ А

1. Написать реакции взаимодействия цинка с водными растворами NaOH и HCl.

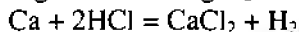
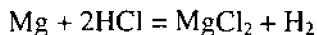
Ответ:



2. Из приведенного ряда (Cu, Ag, Mg, Ca), указать металлы, которые взаимодействуют с соляной кислотой. Написать уравнения реакций.

Ответ: В соответствии со следствием из ряда стандартных электродных потенциалов разбавленные кислоты (кроме HNO_3) взаимодействуют только с металлами, у которых $\varphi_{\text{Me}^{2+}/\text{Me}}^0 < 0$.

Следовательно, с соляной кислотой взаимодействуют Mg и Ca.

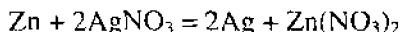


3. Можно ли получить серебро и магний из водных растворов их солей AgNO_3 и $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ восстановлением цинком, написать уравнение реакции.

Ответ: В соответствии со следствием из ряда стандартных электродных потенциалов металлов, металлы у которых меньшее значение стандартных электродных потенциалов вытесняют металлы с большим значением стандартных электродных потенциалов. Находим стандартные электродные потенциалы: $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76\text{В}$,

$$\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,80\text{В}, \quad \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,34\text{В}.$$

Следовательно, цинк восстанавливает серебро, из раствора AgNO_3 , а магний из раствора $\text{Mg(NO}_3)_2$ цинком не восстанавливается.



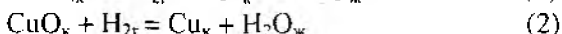
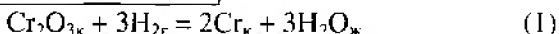
УРОВЕНЬ В

1. Можно ли восстановить водородом оксид хрома (III) и оксид меди (II) до металлов при стандартных условиях? Ответ подтвердить расчетом $\Delta_r G^0(298\text{K})$ но $\Delta_r G^0(298\text{K}, \text{В})$.

РЕШЕНИЕ:

Дано: $\text{Cr}_2\text{O}_3, \text{CuO}_k, \text{H}_2$
$\text{Cr} - ? \text{Cu} - ?$

Составляем уравнения реакций восстановления оксидов металлов водородом:



Рассчитываем изменение стандартной энергии Гиббса $\Delta_r G^0(298\text{K})$ реакций, используя I следствие из закона Гесса. Значения стандартных энергии Гиббса образования веществ $\Delta_r G^0(298\text{K}, \text{В})$ определяем из таблицы ПЗ [1].

$$\Delta_r G^0(298\text{K}, 1) = 3\Delta_r G^0(298\text{K}, \text{H}_2\text{O}_ж) - \Delta_r G^0(298\text{K}, \text{Cr}_2\text{O}_3) = 3 \cdot (-237,3) - (-1050) = 338,1 \text{ кДж}$$

$$\Delta_r G^0(298\text{K}, 2) = \Delta_r G^0(298\text{K}, \text{H}_2\text{O}_ж) - \Delta_r G^0(298\text{K}, \text{CuO}_k) = (-237,3) - (-129,9) = -107,4 \text{ кДж}$$

Так как $\Delta_r G^0(298\text{K}, 2) < 0$, а $\Delta_r G^0(298\text{K}, 1) > 0$, то возможно самопроизвольное протекание только реакции (2), т.е. возможно только восстановление меди из оксида меди (II).

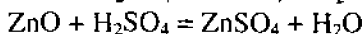
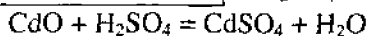
2. Составить схему получения металлического кадмия из смеси оксидов CdO и ZnO гидрометаллургическим методом. В качестве растворителя оксидов использовать серную кислоту, в качестве восстановителя - оксид углерода (II). Написать уравнения протекающих реакций.

РЕШЕНИЕ:

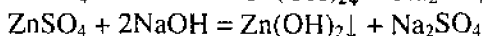
Дано:
 CdO , ZnO , H_2SO_4 -
 - растворитель
 CO - восстановитель
 Cd - ?

Составляем схему разделения оксидов и записываем уравнения реакций по стадиям:

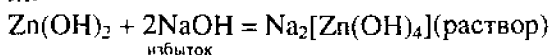
1. Растворение оксидов кадмия и цинка в H_2SO_4 :



2. Осаждение гидроксидов кадмия и цинка гидроксидом натрия при стехиометрическом соотношении солей и гидроксида натрия:



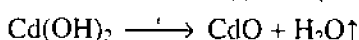
3. Растворение амфотерного гидроксида цинка в избытке щелочи:



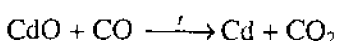
Так как $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ - растворимая соль, в осадке остается гидроксид кадмия.

4. Отделение осадка $\text{Cd}(\text{OH})_2$ от раствора фильтрацией.

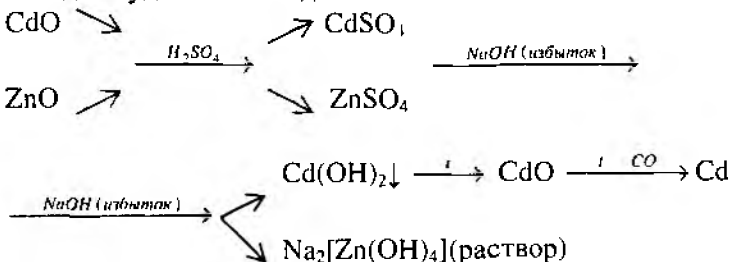
5. Разложение осадка $\text{Cd}(\text{OH})_2$ при нагревании:



6. Восстановление CdO оксидом углерода (II) при нагревании:



Общая схема получения металлического кадмия из смеси оксидов будет иметь вид:

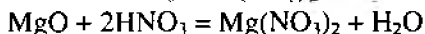
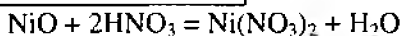


3. Составить схему получения металлического никеля из смеси оксидов NiO и MgO гидрорегаллургическим методом. В качестве растворителя использовать азотную кислоту. Никель из раствора выделить методом электролиза. Написать уравнения реакций и составить схему электролиза.

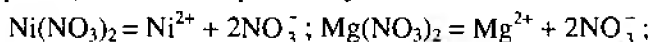
Дано:
NiO, MgO
HNO ₃ - растворитель
Ni - ?

РЕШЕНИЕ:

Составляем уравнения реакций растворения оксидов никеля и магния в азотной кислоте:

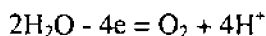
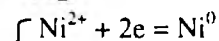


Составляем схему электролиза полученного раствора солей с инертным анодом. В соответствии с таблицей 1 и 2 (см. электролиз) схема электролиза будет иметь вид:



К (-)

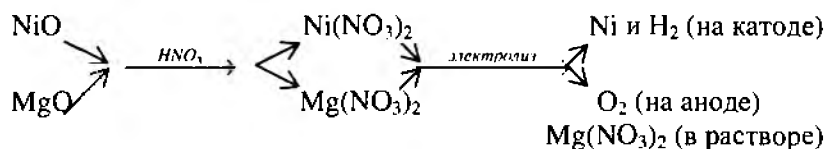
А (+) (инертный)



На катоде выделяется Ni и H₂.

На аноде выделяется O₂.

Общая схема получения металлического никеля из смеси оксидов будет иметь вид:



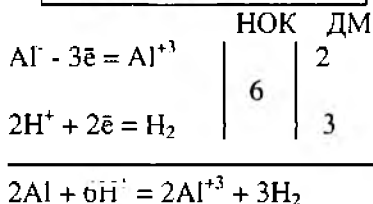
УРОВЕНЬ С

1. Навеску алюминия растворили в 80 г водного раствора гидроксида натрия. При этом выделилось 10 л водорода, собранного над водой и измеренного при температуре 293К и давлении 750 мм рт. ст. Давление паров воды при этой температуре 17,54 мм рт.ст. Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты. Вычислить массовую долю образовавшегося тетрагидроксиалюмината натрия.

РЕШЕНИЕ:

Дано:
$m_{\text{р-ра NaOH}} = 80 \text{ г}$
$V_{\text{H}_2} = 10 \text{ л}$
$P = 750 \text{ мм рт.ст.}$
$T = 293 \text{ К}$
$P_{\text{H}_2\text{O}} = 17,54 \text{ мм рт.ст.}$
$\omega_{\text{Na[Al(OH)}_4\text{]}} - ?$

Записываем уравнение протекающей реакции:
 $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na[Al(OH)}_4\text{]} + 3\text{H}_2$



Т.к. H_2O расходуется не только на получение 3-х моль H_2 , но и 2-х моль $\text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$, то всего для протекания реакции требуется 6 моль H_2O

Вычисляем объем выделившегося водорода при н.у.

$$\frac{P_{\text{H}_2} \cdot V_{\text{H}_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_{0(\text{H}_2)}}{T_0} \quad V_{0(\text{H}_2)} = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V_{\text{H}_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0}$$

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

$$V_{0(\text{H}_2)} = \frac{732,46 \cdot 10 \cdot 273}{293 \cdot 760} = 8,98 \text{ л}$$

По уравнению реакции определяем массу образовавшегося $\text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$:

$$2M_{Na[Al(OH)_4]} - 3 \cdot 22,4 \text{ л H}_2$$

$$m_{Na[Al(OH)_4]} - 8,98 \text{ л H}_2$$

$$m_{Na[Al(OH)_4]} = \frac{8,98 \cdot 2 \cdot 118}{3 \cdot 22,4} = 31,54 \text{ г}$$

Определяем массу вступившего в реакцию алюминия:

$$2M_{Al} - 3 \cdot 22,4 \text{ л H}_2$$

$$m_{Al} - 8,98 \text{ л H}_2$$

$$m_{Al} = \frac{8,98 \cdot 2 \cdot 27}{3 \cdot 22,4} = 7,22 \text{ г}$$

Определяем массу выделившегося водорода:

$$22,4 \text{ л H}_2 - 2 \text{ г}$$

$$8,98 \text{ л H}_2 - m_{H_2} \quad m_{H_2} = \frac{2 \cdot 8,98}{22,4} = 0,8 \text{ г}$$

Вычисляем массу раствора после протекания реакции:

$$80 + 7,22 - 0,8 = 86,42 \text{ г}$$

Массовая доля тетрагидроксоалюмината натрия:

$$\omega_{Na[Al(OH)_4]} = \frac{31,54}{86,42} \cdot 100 = 36,5\%$$

$$\text{Ответ: } \omega_{Na[Al(OH)_4]} = 36,5\%$$

2. Смесь хлоридов марганца (II) и алюминия массой 6,5 г растворили в воде и добавили избыток КОН. Выпавший осадок отфильтровали, промыли, прокалили. Масса прокаленного осадка оказалась равной 2,3 г. Определить состав исходной смеси (в % мас.). Составить уравнения протекающих реакций.

Дано:
 Соль $MnCl_2$
 Соль $AlCl_3$
 $m_{см} = 6,5 \text{ г}$
 $m_{MnO} = 2,3 \text{ г}$

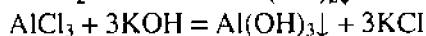
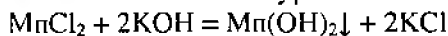
$\omega_{MnCl_2} = ?$

$\omega_{AlCl_3} = ?$

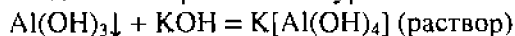
РЕШЕНИЕ:

Составляем уравнения
 реакций разделения хлоридов
 марганца (II) и алюминия,
 растворенных в воде.

Осаждение гидроксидов марганца (II)
 и алюминия при стехиометрическом
 соотношении солей гидроксидом калия протекает по уравнениям:



Растворение амфотерного гидроксида алюминия в избытке
 гидроксида калия протекает по уравнению:



Гидроксид алюминия переходит в раствор в виде
 $K[Al(OH)_4]$, в осадке остается гидроксид марганца (II).

Осадок $Mn(OH)_2$ отделяется от раствора фильтрацией. При
 прокаливании осадка $Mn(OH)_2$ протекает реакция:

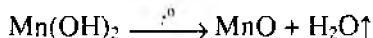
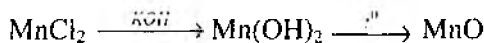


Схема получения оксида марганца (II) из хлорида
 марганца (II) имеет вид:



Из схемы получения оксида марганца (II) следует:

$$n_{MnCl_2} = n_{MnO} \text{ или } \frac{m_{MnCl_2}}{M_{MnCl_2}} = \frac{m_{MnO}}{M_{MnO}}$$

$$\text{Откуда: } m_{MnCl_2} = \frac{M_{MnCl_2} \cdot m_{MnO}}{M_{MnO}} = \frac{126 \cdot 2,3}{71} = 4,08 \text{ г}$$

$$M_{MnCl_2} = 55 + 2 \cdot 35,5 = 126 \text{ г / моль}$$

$$M_{MnO} = 55 + 16 = 71 \text{ г / моль}$$

Рассчитываем содержание $MnCl_2$ в смеси хлоридов:

$$\omega_{MnCl_2} = \frac{m_{MnCl_2}}{m_{см}} \cdot 100, \%$$

$$\omega_{\text{MnCl}_2} = \frac{4,08}{6,5} \cdot 100 = 62,8\%$$

Содержание ZnCl_2 в смеси рассчитываем как:

$$\omega_{\text{ZnCl}_2} = 100 - \omega_{\text{MnCl}_2} = 100 - 62,8 = 37,2\%$$

Ответ: $\omega_{\text{MnCl}_2} = 62,8\%$, $\omega_{\text{ZnCl}_2} = 37,2\%$

3. При растворении 0,5 г алюминиевой бронзы, состоящей из меди и алюминия, в соляной кислоте выделилось 43,56 мл водорода, собранного над водой и измеренного при 300 К и 740 мм рт. ст. Давление паров воды при 300 К равно 26,74 мм рт. ст. Определить состав сплава (в % мас.).

Дано:

$$m_{\text{бронзы}} = 0,5 \text{ г}$$

HCl - растворитель

$$V_{\text{H}_2} = 43,56 \text{ см}^3$$

$$T = 300 \text{ К}$$

$$P = 740 \text{ мм рт.ст.}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 26,74 \text{ мм рт.ст.}$$

$$\omega_{\text{MnCl}_2} - ?$$

$$\omega_{\text{ZnCl}_2} - ?$$

РЕШЕНИЕ:

В соответствии со следствием из ряда стандартных электродных потенциалов металлов в соляной кислоте могут растворяться только те металлы, у которых

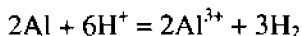
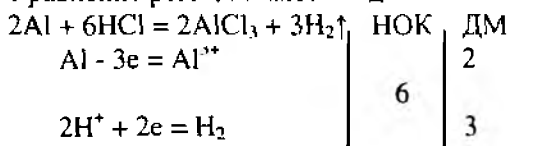
$$\varphi^{\circ}_{\text{Me}^{n+} / \text{Me}} < 0.$$

Определяем стандартные электродные

потенциалы: $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{+2} / \text{Cu}} = +0,34\text{В}$, $\varphi^{\circ}_{\text{Al}^{+3} / \text{Al}} = -1,67\text{В}$

Следовательно, в HCl из сплава будет растворяться только алюминий.

Уравнение реакции имеет вид:



Массу алюминия в сплаве можно рассчитать по полученному уравнению реакции:

$$2M_{Al} - 3 \cdot 22400 \text{ см}^3 \text{ H}_2$$

$$m_{Al} - V_{O(H_2)}$$

Откуда

$$m_{Al} = \frac{2 \cdot M_{Al} \cdot V_{O(H_2)}}{3 \cdot 22400} \quad (1)$$

где $M_{Al} = 27 \text{ г/моль}$

Объем водорода при н.у. - $\dot{V}_{O(H_2)}$ рассчитываем по объединенному уравнению приведенного газового состояния:

$$\frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2}}{T} = \frac{P_0 \cdot V_{O(H_2)}}{T_0}$$

$$\text{Откуда: } \dot{V}_{O(H_2)} = \frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0} =$$

$$= \frac{(P - P_{H_2O}) \cdot V_{H_2} \cdot T_0}{T \cdot P_0} = \frac{(740 - 26,74) \cdot 43,56 \cdot 273}{300 \cdot 760} = 37,2 \text{ мл}$$

где $P_{H_2} = P - P_{(H_2O)}$

Подставляя величину $\dot{V}_{O(H_2)}$ в формулу (1), получаем:

$$m_{Al} = \frac{2 \cdot M_{Al} \cdot V_{O(H_2)}}{3 \cdot 22400} = \frac{2 \cdot 27 \cdot 37,2}{3 \cdot 22400} = 0,03 \text{ г}$$

Рассчитываем содержание металлов в сплаве:

$$\omega_{Al} = \frac{m_{Al}}{m_{\text{спл}}} \cdot 100 = \frac{0,03}{0,5} \cdot 100\% = 6\%$$

$$\omega_{Cu} = 100 - \omega_{Al} = 100 - 6 = 94\%$$

Ответ: $\omega_{Al} = 6\%$, $\omega_{Cu} = 94\%$

13. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

УРОВЕНЬ А

1. Назвать следующие комплексные соединения:



Ответ:

1. $K_3[Fe(CN)_6]$ – гексацианоферрат (III) калия.
2. $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl$ – хлорид трихлоротриамминплатины (IV)
3. $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$ – тринитротриамминкобальт.

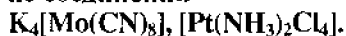
2. Написать формулы следующих химических соединений: сульфат тетраамминмедн (II), гексахлоронлатинат (IV) калия, тетрахлороакваамминплатина.

Ответ:

1. $[Cu(NH_3)_4]SO_4$
2. $K_2[PtCl_6]$
3. $[PtNH_3H_2OCl_4]$

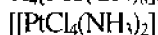
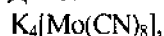
УРОВЕНЬ В

1. Определить заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в каждом из соединений



Написать уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

Дано:



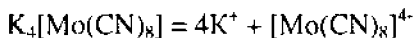
Заряд комплексного иона-?

Me^{n+} - ?

кч - ?

РЕШЕНИЕ:

Диссоциация комплексных соединений протекает с отщеплением ионов внешней сферы по типу диссоциации сильных электролитов:



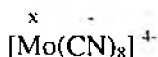
Заряд комплексного иона $[Mo(CN)_8]^{4-}$ равен суммарному заряду ионов внешней сферы, но противоположен ему по знаку.

Вторичная диссоциация комплексного иона обратима и протекает по типу диссоциации слабого электролита:



Степень окисления комплексообразователя (x)

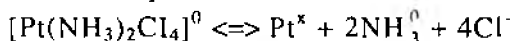
определяется по заряду комплексного иона:



$x + 8 \cdot (-1) = -4$, откуда $x = +4$, т.е. заряд комплексообразователя Mo^{4+} .

Координационное число комплексообразователя (Mo^{4+}) равно суммарному числу лигандов (CN^-), окружающих комплексообразователь, т.е. $\text{кч}_{\text{Mo}^{4+}} = 8$.

Так как соединение $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ не содержит внешней сферы, то его заряд равен нулю (неэлектролит) и для него наблюдается только вторичная диссоциация:



$x + 2 \cdot 0 + 4 \cdot (-1) = 0$, $x = +4$, т.е. заряд

комплексообразователя Pt^{4+} , а $\text{кч}_{\text{Pt}^{4+}} = 6$

Ответ: $[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4-}$, $[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]^0$; Mo^{4+} , Pt^{4+} ; $\text{кч}_{\text{Mo}^{4+}} = 8$;

$\text{кч}_{\text{Pt}^{4+}} = 6$

2. Константа нестойкости комплексных ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ соответственно равны $1 \cdot 10^{-24}$ и $1 \cdot 10^{-31}$. Написать выражения констант нестойкости этих ионов и рассчитать константы их устойчивости. Какой из комплексных ионов является более прочным.

РЕШЕНИЕ:

Диссоциация комплексных ионов процесс обратимый и количественно описываются константами нестойкости.

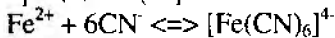


$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{CN}^-]^6}{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}]} = 1 \cdot 10^{-24} \quad (\text{табл. П9(1)})$$



$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{CN}^-]^6}{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}} = 1 \cdot 10^{-31} \quad (\text{табл. П9[1]})$$

Константы устойчивости – константы равновесия обратных процессов (образования комплексных ионов).



$$\beta_n = \frac{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}}{[\text{Fe}^{2+}][\text{CN}^-]^6} = \frac{1}{K_{\text{н}}} = \frac{1}{1 \cdot 10^{-24}} = 10^{24}$$



$$\beta_n = \frac{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}}{[\text{Fe}^{3+}][\text{CN}^-]^6} = \frac{1}{K_{\text{н}}} = \frac{1}{1 \cdot 10^{-31}} = 10^{31}$$

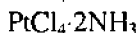
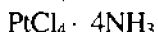
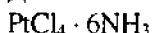
Значение константы устойчивости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ больше константы устойчивости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$. Значит комплексный ион $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ более прочный.

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.

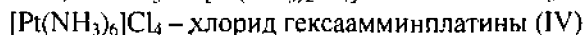
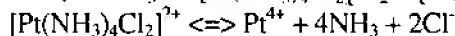
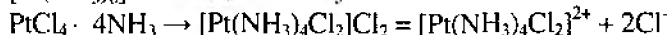
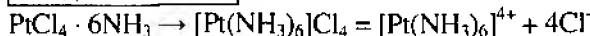
РЕШЕНИЕ:

Дано:



Комплексные
соединения-?

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.



$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$ – хлорид дихлоротетраамминплатины (IV)

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлородиамминплатина.

УРОВЕНЬ С

1. Определить концентрацию свободных ионов металлов Ag^+ и Cd^{2+} в 1 М растворах $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ и $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$.

Константы устойчивости комплексных ионов соответственно равны $1 \cdot 10^7$ и $1,3 \cdot 10^7$.

Дано:

1 М растворы

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$

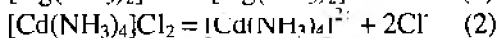
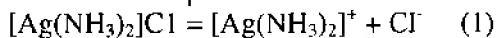
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$.

$[\text{Ag}^+] - ?$

$[\text{Cd}^{2+}] - ?$

РЕШЕНИЕ:

Первичная диссоциация комплексных солей протекает по типу диссоциации сильных электролитов:



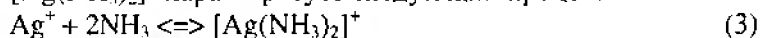
Концентрация комплексных ионов

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ равна 1 моль/л,

так как из одной молекулы комплексной соли образуется один комплексный ион.

Константа устойчивости (образования) комплексного иона

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ характеризует следующий процесс:



$$\beta_n = \frac{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2} = 1 \cdot 10^7$$

$[\text{Ag}^+]$ принимаем равной x моль/л,

тогда согласно уравнения (3)

$[\text{NH}_3] = 2x$ моль/л, а

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = (1-x)$ моль/л.

$$\beta_n = \frac{1-x}{x \cdot (2x)^2} = 1 \cdot 10^7$$

Ввиду малости x , принимаем $1-x \approx 1$

$$4x^3 \cdot 10^7 = 1$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{1}{4 \cdot 10^7}} = 0,135 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} = [\text{Ag}^+]$$

Рассуждая аналогично для иона $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ получаем

$$Cd^{2+} + 4NH_3 \rightleftharpoons [Cd(NH_3)_4]^{2+} \quad (4)$$

$$\beta_n = \frac{[Cd(NH_3)_4]^{2+}}{[Cd^{2+}][NH_3]^4} = 1,3 \cdot 10^7$$

$[Cd^{2+}]$ принимаем равной x моль/л,
тогда согласно уравнению (4)

$[NH_3] = 4x$ моль/л, а

$[Cd(NH_3)_4]^{2+} = (1-x)$ моль/л,

$$\beta_n = \frac{1-x}{x \cdot (2x)^4} = 1,3 \cdot 10^7$$

Ввиду малости x , принимаем $1-x \approx 1$

$$256x^5 \cdot 1,3 \cdot 10^7 = 1$$

$$x = \sqrt[5]{\frac{1}{256 \cdot 1,3 \cdot 10^7}} = 0,0786 \text{ моль/л} = [Cd^{2+}]$$

Ответ: $[Ag^+] = 0,135 \cdot 10^{-3}$ моль/л, $[Cd^{2+}] = 0,0786$ моль/л.

2. Выпадает ли осадок NiS, если к 1М раствору $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ прилить равный объем 0,005М раствора K_2S .

$$K_{[Ni(NH_3)_6]^{2+}} = 1,9 \cdot 10^{-9} \quad PP_{NiS} = 1 \cdot 10^{-9}$$

Дано:

$$C_{[Ni(NH_3)_6]Cl_2} = 1 \text{ моль/л}$$

$$C_{K_2S} = 0,005 \text{ моль/л}$$

$$PP_{NiS} = 1 \cdot 10^{-9}$$

$$K_{[Ni(NH_3)_6]^{2+}} = 1,9 \cdot 10^{-9}$$

Выпадает ли осадок NiS

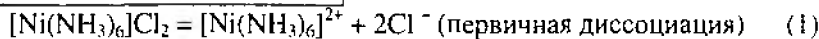
РЕШЕНИЕ:

Осадок NiS образуется, если

$$C_{M^{2+}} \cdot C_{S^{2-}} > PP_{NiS}$$

Концентрация иона Ni^{2+} определяем по концентрации раствора $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$.

Комплексная соль $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ диссоциирует по уравнению:

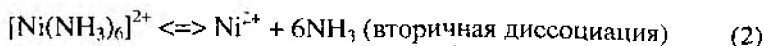


Из уравнения (1) определяем концентрацию комплексного иона:

$$[[Ni(NH_3)_6]^{2+}] = C_{[Ni(NH_3)_6]Cl_2} \cdot \alpha \cdot n = 1 \text{ моль/л.}$$

где $\alpha = 1$; $n = 1$

Комплексный ион в свою очередь диссоциирует равновесно



Согласно уравнения (2) $[\text{NH}_3] = 6[\text{Ni}^{2+}]$

Константа нестойкости комплексного иона из уравнения (2) равна:

$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^6}{[[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}]} \text{ или}$$

$$\frac{[\text{Ni}^{2+}] \cdot [6\text{Ni}^{2+}]^6}{[[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}]} = \frac{6^6 \cdot [\text{Ni}^{2+}]^7}{[[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}]} = 1,9 \cdot 10^{-9} \quad (\text{табл. П9[1]})$$

откуда

$$[\text{Ni}^{2+}] = \sqrt[7]{\frac{1,9 \cdot 10^{-9} \cdot 1}{6^6}} = 0,012 \text{ моль/л} = C_{\text{Ni}^{2+}}$$

Из уравнения диссоциации $\text{K}_2\text{S} = 2\text{K}^+ + \text{S}^{2-}$

$$C_{\text{S}^{2-}} = C_{\text{K}_2\text{S}} \cdot \alpha_n = 0,005 \cdot 1 \cdot 1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

где $\alpha = 1$; $n = 1$.

При сливании равных объемов растворов солей K_2S и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ концентрация всех ионов уменьшается в 2 раза и составляет:

$$C_{\text{Ni}^{2+}} = 1/2 \cdot 0,012 = 0,006 \text{ моль/л.}$$

$$C_{\text{S}^{2-}} = 1/2 \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 0,0025 \text{ моль/л}$$

$$\text{Произведение } C_{\text{Ni}^{2+}} \cdot C_{\text{S}^{2-}} = 0,006 \cdot 0,0025 = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ т.к.}$$

$1,5 \cdot 10^{-5} > 1 \cdot 10^{-9}$ (табл. величина ПР) то осадок NiS выпадает.

3. К раствору, содержащему 0,2335г комплексной соли $\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$ добавили в достаточном количестве раствор AgNO_3 . Масса осажженного AgCl составила 0,1435г.

Определить координационную формулу соли и написать уравнения ее диссоциации в водном растворе.

Дано:

$$m_{\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3} = 0,2335 \text{ г}$$

$$m_{\text{AgCl}} = 0,1435 \text{ г}$$

Координационная формула комплексной соли - ?

РЕШЕНИЕ:

Для написания координационных формул необходимо знать состав внутренней и внешней сферы этой соли.

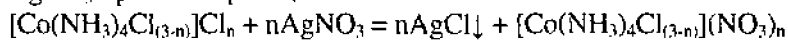
Лиганды (Cl^-), находящиеся во внутренней сфере комплексного соединения, связаны с комплексообразователем Co^{+3} прочными ковалентными связями, и поэтому обнаружить их наличие с помощью качественной реакции на Cl^- ($\text{AgCl}\downarrow$) невозможно. Напротив, ионы Cl^- , входящие во внешнюю сферу, можно осадить из раствора комплексной соли в виде $\text{AgCl}\downarrow$.

Таким образом, в состав осадка (AgCl) входят Cl^- , находящиеся только во внешней сфере комплексной соли.

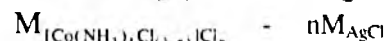
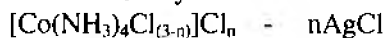
Обозначим число ионов Cl^- во внешней сфере комплексной соли – n .

Тогда число ионов Cl^- во внутренней сфере комплексной соли – $(3-n)$.

При добавлении к раствору комплексной соли раствора AgNO_3 протекает реакция:



Поскольку в молекуле AgCl на 1 ион Ag^+ приходится 1 ион Cl^- , то из 1-ой молекулы комплексной соли образуется n молекул AgCl .



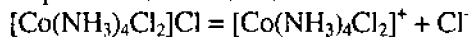
$$233,5\text{г} - n143,5\text{г}$$

$$0,2335\text{г} - 0,1435\text{г}$$

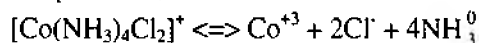
$$n = \frac{233,5 \cdot 0,1435}{0,2335 \cdot 143,5} = 1$$

Следовательно во внешней сфере находится один ион Cl^- , а остальные 2 иона Cl^- включены во внутреннюю сферу комплексной соли. Формула комплексной соли $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$.

Первичная диссоциация соли:



Вторичная диссоциация:



Ответ: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$.

14. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

УРОВЕНЬ А

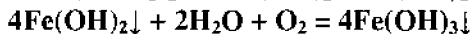
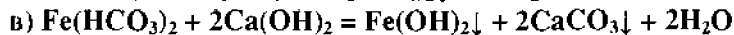
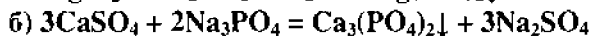
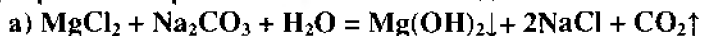
1. Какие из указанных соединений обуславливают постоянную жесткость воды: $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, CaCl_2 , MgSO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

Ответ: Постоянная (некарбонатная) жесткость воды обусловлена присутствием в воде CaCl_2 , MgSO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

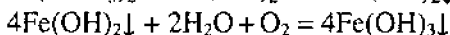
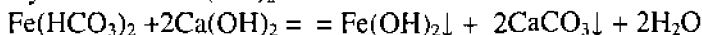
2. Какие из указанных соединений обуславливают временную жесткость воды: MgCl_2 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, FeSO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Ответ: Временная (карбонатная) жесткость воды обусловлена присутствием в воде $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

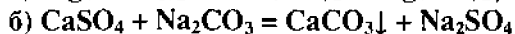
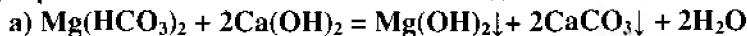
3. Какие из указанных уравнений реакций протекают при устранении временной жесткости воды:



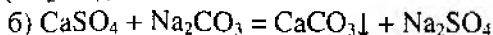
Ответ: Для устранения временной жесткости в воду добавляют гашеную известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



4. Какие из указанных уравнений реакций протекают при устранении постоянной жесткости воды:



Ответ: Для устранения постоянной жесткости в воду добавляют соду (Na_2CO_3):



УРОВЕНЬ В

1. Вычислить жесткость воды, если в 140 л воды содержится 16,2 г ионов кальция и 2,92 г ионов магния.

Дано: $m_{Ca^{2+}} = 16,2 \text{ г}$ $V_{H_2O} = 140 \text{ л}$ $m_{Mg^{2+}} = 2,92 \text{ г}$
Ж - ?

РЕШЕНИЕ:

$$Ж = \frac{m_{Ca^{2+}} \cdot 1000}{M_{ж}(Ca^{2+}) \cdot V_{H_2O}} + \frac{m_{Mg^{2+}} \cdot 1000}{M_{ж}(Mg^{2+}) \cdot V_{H_2O}}$$

$$M_{ж}(Ca^{2+}) = \frac{M_{Ca^{2+}}}{2} = \frac{40}{2} = 20 \text{ г/моль}$$

(мг/ммоль)

$$M_{ж}(Mg^{2+}) = \frac{M_{Mg^{2+}}}{2} = \frac{24}{2} = 12 \text{ г/моль (мг/ммоль)}.$$

$$Ж = \frac{16,2 \cdot 1000}{20 \cdot 140} + \frac{2,92 \cdot 1000}{12 \cdot 140} = 7,53 \text{ ммоль/л.}$$

Ответ: Ж = 7,53 ммоль/л.

2. Определить массу сульфата кальция в 200 л воды, если жесткость, обусловленная этой солью, 9 ммоль/л.

Дано: $V_{H_2O} = 200 \text{ л}$ $Ж = 9 \text{ ммоль/л}$
$m_{CaSO_4} - ?$

РЕШЕНИЕ:

$$n_{ж}(Ca^{2+}) = n_{ж}(CaSO_4)$$

$$\frac{m_{Ca^{2+}}}{M_{ж}(Ca^{2+})} = \frac{m_{CaSO_4}}{M_{ж}(CaSO_4)}$$

$$\text{поэтому } Ж = \frac{m_{CaSO_4} \cdot 1000}{M_{ж}(CaSO_4) \cdot V_{H_2O}}$$

$$\text{откуда } m_{\text{CaSO}_4} = \frac{Ж \cdot M_{\text{эк}}(\text{CaSO}_4) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}{1000}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{CaSO}_4) = \frac{M_{\text{CaSO}_4}}{2} = \frac{136}{2} = 68 \text{ г/моль (мг/ммоль)}$$

$$m_{\text{CaSO}_4} = \frac{9 \cdot 68 \cdot 200}{1000} = 122,4 \text{ г}$$

Ответ: $m_{\text{CaSO}_4} = 122,4 \text{ г}$

3. Рассчитать обменную емкость катионита КУ-2, если через адсорбционную колонку, содержащую 100 г катионита, пропустили 25 л воды общей жесткости 13,6 ммоль/л. Написать уравнение протекающей реакции.

РЕШЕНИЕ:

Дано:

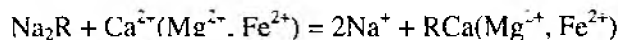
$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 25 \text{ л}$$

$$Ж_{\text{общ}} = 13,6 \text{ ммоль/л}$$

$$m_{\text{кат}} = 100 \text{ г}$$

$\varepsilon = ?$

Обменная емкость катионита (ε) – максимальное количество ионов (ммоль), поглощаемое 1 г или 1 см³ катионита обменным путем (ммоль/г или ммоль/см³).



$$\varepsilon = \frac{Ж_{\text{общ}} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{кат}}}$$

$$\varepsilon = \frac{13,6 \cdot 25}{100} = 3,4 \text{ ммоль/г}$$

Ответ: $\varepsilon = 3,4 \text{ ммоль/г}$

УРОВЕНЬ С

1. На титрование 100 см³ воды, содержащей гидрокарбонат магния, ушло 12 см³ 0,15 н раствора

HCl. Написать уравнение протекающей реакции. Рассчитать жесткость воды и определить массу соли, содержащейся в 40 л этой воды.

Дано:

$$V_{H_2O} = 100 \text{ см}^3$$

$$V_{HCl} = 12 \text{ см}^3$$

$$V'_{H_2O} = 40 \text{ л}$$

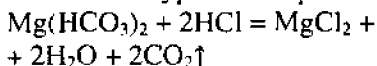
$$C_{эк}(HCl) = 0,15 \text{ моль/л}$$

$$m_{Mg(HCO_3)_2} - ?$$

$$Ж - ?$$

РЕШЕНИЕ:

Составляем уравнение реакции:



$$Ж = \frac{m_{Mg^{2+}} \cdot 1000}{M_{эк}(Mg^{2+}) \cdot V_{H_2O}}$$

по закону эквивалентов

$$\begin{aligned} \frac{m_{Mg^{2+}}}{M_{эк}(Mg^{2+})} &= n_{эк}(Mg^{2+}) = n_{эк}[Mg(HCO_3)_2] = n_{эк}(HCl) = \\ &= V_{HCl} \cdot C_{эк}(HCl); \end{aligned}$$

$$Ж = \frac{V_{HCl} \cdot C_{эк}(HCl) \cdot 1000}{V_{H_2O}} = \frac{12 \cdot 0,15 \cdot 1000}{100} = 18 \text{ ммоль/л.}$$

Жесткость можно так же определить из уравнения

$$Ж = \frac{m_{Mg(HCO_3)_2} \cdot 1000}{M_{эк}[Mg(HCO_3)_2] \cdot V'_{H_2O}}$$

$$\text{откуда } m_{Mg(HCO_3)_2} = \frac{Ж \cdot M_{эк}(Mg(HCO_3)_2) \cdot V'_{H_2O}}{1000}$$

$$M_{эк}[Mg(HCO_3)_2] = \frac{M_{Mg(HCO_3)_2}}{n \cdot \nu} = \frac{24 + 122}{1 \cdot 2} = 73 \text{ г/моль}$$

(г/ммоль);

$$m_{Mg(HCO_3)_2} = \frac{18 \cdot 73 \cdot 40}{1000} = 52,56 \text{ г}$$

Ответ: Ж = 18 ммоль/л, $m_{Mg(HCO_3)_2} = 52,56 \text{ г.}$

2. При кипячении 2 л воды (при $\text{pH} > 10,3$), содержащей только гидрокарбонат магния, образовался осадок массой 28 мг. Написать уравнение протекающей реакции. Определить жесткость воды и массу соли в $0,5 \text{ м}^3$ этой воды.

Дано:

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \text{ л}$$

$$m_{\text{осадка}} = 28 \text{ мг} = 0,028 \text{ г.}$$

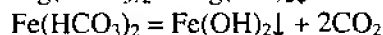
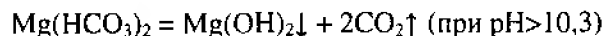
$$V'_{\text{H}_2\text{O}} = 0,5 \text{ м}^3$$

$$m_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2} = ?$$

Ж - ?

РЕШЕНИЕ:

При кипячении воды, содержащей гидрокарбонаты кальция, магния или железа, осадок выпадает в результате следующих реакций:



$$\text{Ж} = \frac{m_{\text{Mg}^{2+}} \cdot 1000}{M_{\text{эк}}(\text{Mg}^{2+}) \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ так как}$$

$$\begin{aligned} m_{\text{Mg}^{2+}} &= n_{\text{эк}}(\text{Mg}^{2+}) = n_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] = n_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{OH})_2] = \\ &= \frac{m_{\text{Mg}(\text{OH})_2}}{M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{OH})_2]} \end{aligned}$$

$$\text{откуда Ж} = \frac{m_{\text{Mg}(\text{OH})_2} \cdot 1000}{M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{OH})_2] \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}};$$

$$M_{\text{эк}}[\text{Mg}(\text{OH})_2] = \frac{M_{\text{Mg}(\text{OH})_2}}{n} = \frac{24 + 34}{2} = 29 \text{ г/моль (мг/ммоль)}$$

$$\text{Ж} = \frac{0,028 \cdot 1000}{29 \cdot 2} = 0,48 \text{ ммоль/л.}$$

Жесткость можно также определить по формуле:

$$Ж = \frac{m_{Mg(HCO_3)_2} \cdot 1000}{M_{эк} [Mg(HCO_3)_2] \cdot V'_{H_2O}}$$

откуда $m_{Mg(HCO_3)_2} = \frac{Ж \cdot M_{эк} [Mg(HCO_3)_2] \cdot V'_{H_2O}}{1000}$

$$M_{эк} [Mg(HCO_3)_2] = \frac{M_{Mg(HCO_3)_2}}{n \cdot B} = \frac{24 + 122}{1 \cdot 2} = 73 \text{ г/моль}$$

(мг/ммоль)

$$m_{Mg(HCO_3)_2} = \frac{0,48 \cdot 73 \cdot 500}{1000} = 17,52 \text{ г.}$$

Ответ: Ж = 0,48 ммоль/л,

$$m_{Mg(HCO_3)_2} = 17,52 \text{ г.}$$

3. Для устранения жесткости к 10л воды, которая содержит 0,015% масс. гидрокарбоната кальция и 0,005% масс. гидрокарбоната магния, добавили гашеную известь. Написать уравнения протекающих реакций. Определить массу гашеной извести, необходимую для устранения временной жесткости.

Дано:

$$V_{H_2O} = 10 \text{ л}$$

$$\omega_{Ca(HCO_3)_2} = 0,015\% \text{ масс.}$$

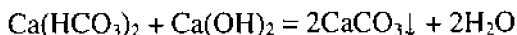
$$\omega_{Mg(HCO_3)_2} = 0,005\% \text{ масс.}$$

$$m_{Ca(OH)_2} = ?$$

РЕШЕНИЕ:

Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ (гашеная известь) используется для устранения временной жесткости.

При этом протекают следующие реакции:



$$Ж = \frac{m_{Ca^{2+}} \cdot 1000}{M_{эк}(Ca^{2+}) \cdot V_{H_2O}} + \frac{m_{Mg^{2+}} \cdot 1000}{M_{эк}(Mg^{2+}) \cdot V_{H_2O}}$$

По закону эквивалентов

$$\frac{m_{Ca^{2+}}}{M_{эк}(Ca^{2+})} + \frac{m_{Mg^{2+}}}{M_{эк}(Mg^{2+})} = n_{эк}(Ca^{2+}) + n_{эк}(Mg^{2+}) =$$

$$= n_{эк}[Ca(OH)_2] = \frac{m_{Ca(OH)_2}}{M_{эк}[Ca(OH)_2]}$$

откуда
$$Ж = \frac{m_{Ca(OH)_2} \cdot 1000}{M_{эк}[Ca(OH)_2] \cdot V_{H_2O}} ;$$

$$m_{Ca(OH)_2} = \frac{Ж \cdot M_{эк}[Ca(OH)_2] \cdot V_{H_2O}}{1000}$$

$$M_{эк}[Ca(OH)_2] = \frac{M_{Ca(OH)_2}}{n} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль (мг/ммоль)}$$

$$M_{эк}[Ca(HCO_3)_2] = \frac{M_{Ca(HCO_3)_2}}{n \cdot B} = \frac{162}{1 \cdot 2} = 81 \text{ г/моль (мг/ммоль)}$$

$$M_{эк}[Mg(HCO_3)_2] = \frac{M_{Mg(HCO_3)_2}}{n \cdot B} = \frac{146}{1 \cdot 2} = 73 \text{ г/моль (мг/ммоль)}$$

$$m_{Ca(HCO_3)_2} = \frac{\omega_{Ca(HCO_3)_2} \cdot m_{H_2O}}{100} = \frac{0,015 \cdot 10^4}{100} = 1,5 \text{ г}$$

$$m_{Mg(HCO_3)_2} = \frac{\omega_{Mg(HCO_3)_2} \cdot m_{H_2O}}{100} = \frac{0,005 \cdot 10^4}{100} = 0,5 \text{ г}$$

$$Ж = \frac{1,5 \cdot 1000}{81 \cdot 10} + \frac{0,5 \cdot 1000}{73 \cdot 10} = 2,53 \text{ ммоль/л.}$$

$$m_{Ca(OH)_2} = \frac{2,53 \cdot 37 \cdot 10}{1000} = 0,94 \text{ г.}$$

Ответ: $m_{Ca(OH)_2} = 0,94 \text{ г.}$

15. ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ (ПОЛИМЕРЫ). СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ.

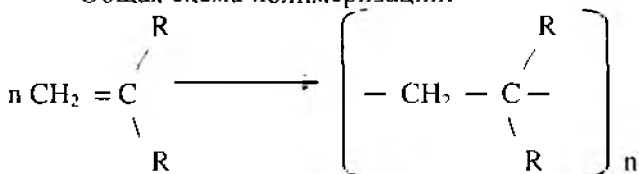
УРОВЕНЬ А

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:



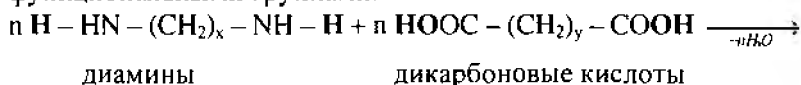
где R – атомы водорода или другие заместители,
n – степень полимеризации.

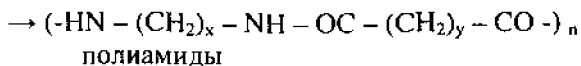
2. Охарактеризовать реакцию поликонденсации как способ получения высокомолекулярных соединений.

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 различные по характеру функциональные группы. В гетерополиконденсации участвуют разнородные мономеры с двумя одинаковыми функциональными группами.





где x и y – число групп (CH_2) .

3. Охарактеризовать реакцию полнприсоединения как способ получения высокомолекулярных соединений.

Ответ:

При реакции **полнприсоединения** 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** получают полимеры за счет взаимодействия функциональных групп исходных полимеров (производные целлюлозы).

УРОВЕНЬ В

Методом полимеризации получить:

1. Полиэтилен (ПЭ)
2. Полипропилен (ПП)
3. Полиизобутилен
4. Полистирол (ПС)
5. Полнвинилхлорид (ПВХ)
6. Полиакрилонитрил (ПАН)
7. Полнвинилацетат (ПВА)
8. Полиметилметакрилат (ПММА, оргстекло)
9. Политетрафторэтилен (тефлон)
10. Сополимер акрилонитрила, бутадиена и стирола (пластик АБС)

Ответ:

1. Полиэтилен: $n \text{CH}_2 = \underset{\text{этилен}}{\text{CH}_2} \rightarrow (-\underset{\text{этилен}}{\text{CH}_2} - \underset{\text{полиэтилен}}{\text{CH}_2} -)_n$

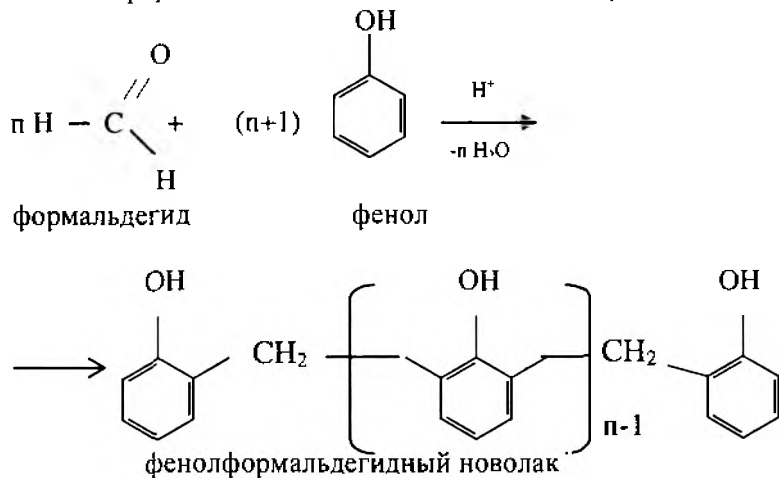
УРОВЕНЬ С

Методом поликонденсации синтезировать:

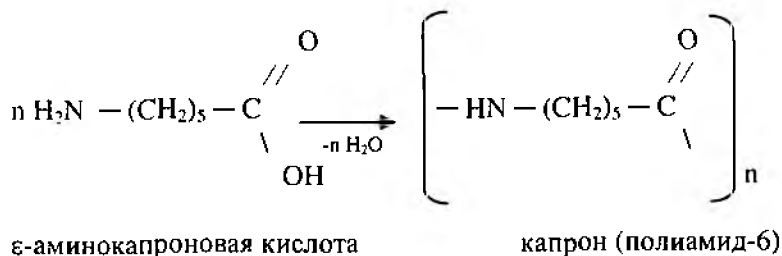
1. Фенолформальдегидные полимеры (ФФ)
2. Полиамид 6 (капрон, ПА-6)
3. Полиамид 6,6 (найлон, ПА-6,6)
4. Полиэтилентерефталат (лавсан, ПЭТФ)
5. Кремнийорганические полимеры (КО).

Ответ:

1. Фенолформальдегидный новолачный полимер:



2. Полиамид-6:

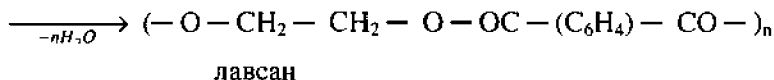
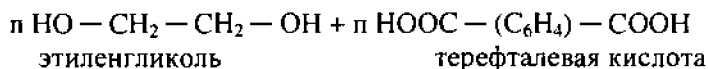


3. Полиамид-6,6

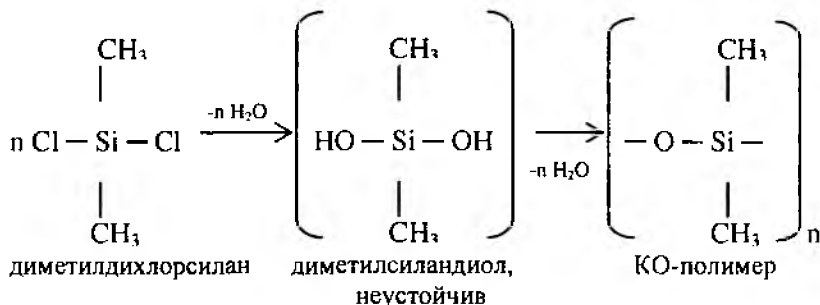


гексаметилендиамин адипиновая кислота
 $(-\text{HN} - (\text{CH}_2)_6 - \text{NH} - \text{OC} - (\text{CH}_2)_4 - \text{CO} -)_n$
 нейлон (полиамид-6,6)

4. Полиэтилентерефталат (лавсан):



5. Кремнийорганический полимер (КО):



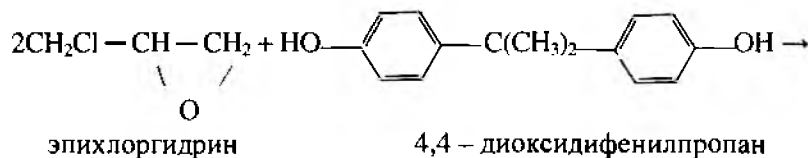
Методом полиприсоединения синтезировать:

6. Эпоксидный полимер (ЭД-смола)

7. Полиуретан.

Ответ:

6. Эпоксидный полимер (начальные стадии реакции):



П. 1 Индивидуальные домашние задания.

№ индивидуального домашнего задания	Номера задач каждой главы		№ индивидуального домашнего задания	Номера задач каждой главы	
1	1	18	18	1	34
2	2	19	19	2	33
3	3	20	20	3	32
4	4	21	21	4	31
5	5	22	22	5	30
6	6	23	23	6	29
7	7	24	24	7	28
8	8	25	25	8	27
9	9	26	26	9	26
10	10	27	27	10	25
11	11	28	28	11	24
12	12	29	29	12	23
13	13	30	30	13	22
14	14	31	31	14	21
15	15	32	32	15	20
16	16	33	33	16	19
17	17	34	34	17	18

П. 2 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. Внутренняя энергия. 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.

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. Активность ионов.
9. Кажущаяся степень диссоциации. Изотонический коэффициент. Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов.
10. Ионное произведение воды. рН растворов. Произведение растворимости.
11. Ионно-молекулярные уравнения. Основные случаи гидролиза одно- и многозарядных ионов. Усиление и ослабление процесса гидролиза.
12. Константа, степень и рН 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 рН 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 строения, номенклатура и диссоциация в растворах.
16. Жесткость воды и способы ее устранения.
17. Синтетические полимеры. Реакции полимеризации и поликонденсации.

ЛИТЕРАТУРА

1. Задачи и упражнения по химии. Под ред. Яглова В.Н. - Мн.: БНТУ. 2003. - 118 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
1. Основные классы неорганических соединений	5
2. Эквивалент. Закон эквивалентов	15
3. Способы выражения состава растворов	22
4. Энергетика химических реакций	30
5. Скорость химических реакций и химическое равновесие	38
6. Физико-химические свойства растворов	47
7. Растворы сильных и слабых электролитов. Произведение растворимости. рН растворов	54
8. Гидролиз солей	61
9. Окислительно-восстановительные реакции	70
10. Гальванические элементы. Коррозия металлов	79
11. Электролиз растворов	90
12. Химические свойства и получение металлов	99
13. Комплексные соединения	108
14. Жесткость воды	115
15. Высокомолекулярные соединения (полимеры). Способы получения	122
П 1 Индивидуальные домашние задания	129
П 2 Основные вопросы курса химии	130
Литература	132

ЗАДАЧИ ПРЕДЛАБОРАТОРНОГО КОНТРОЛЯ ПО ХИМИИ

*Учебно-методическое пособие
по дисциплине "Химия"
для студентов I курса*

Подписано в печать 16.09.2005 г.
Формат 60x84/16. Бумага офсетная. Гарнитура «Times».
Печать офсетная. Усл. печ. л. 6,4. Уч.-изд. л. 9,3.
Тираж 2000 экз. Заказ 902.

Отпечатано в типографии УП «Промбытсервис».
ЛП № 02330 / 0148738 от 30.04.2004 г.
220114, г. Минск, ул. Ф.Скорины, д. 14, к. 203.
Тел.: +375 /17 / 237-62-84, +375 /17 / 264-27-67