

Л. Н. Бугерко, Т. Ю. Кожухова
С. М. Сирик

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ПРАКТИКУМ



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«КЕМЕРОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ» (КемГУ)

Л. Н. Бугерко, Т. Ю. Кожухова, С. М. Сирик

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум

Издатель:

Кемеровский государственный университет

© Бугерко Л. Н., Кожухова Т. Ю.,
Сирик С. М., 2018

© Кемеровский государственный
университет, 2018

ISBN 978-5-8353-2176-6

Кемерово 2018

ББК Г1я73-4
УДК 546 (075.8)
Б 90

*Издаётся по решению редакционно-издательского совета
Кемеровского государственного университета*

Рецензенты:

канд. хим. наук, доцент **Л. А. Бобкова** (Национальный исследовательский Томский государственный университет);
академик РАЕН, д-р хим. наук, профессор **Т. Г. Черкасова** (Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачёва)

Авторы:

Бугерко Лидия Николаевна – канд. хим. наук, доцент кафедры аналитической и неорганической химии,
Кожухова Татьяна Юрьевна – канд. хим. наук, доцент кафедры аналитической и неорганической химии,
Сирик Светлана Михайловна – канд. хим. наук, доцент кафедры аналитической и неорганической химии

Бугерко, Л. Н.

Б 90 Общая и неорганическая химия: практикум [Электронный ресурс] / Л. Н. Бугерко, Т. Ю. Кожухова, С. М. Сирик; Кемеровский государственный университет. – Кемерово: КемГУ, 2018.

ISBN 978-5-8353-2176-6

Практикум разработан по дисциплине «Общая химия».

Содержит теоретический материал, схемы решения типичных и наиболее сложных задач по основным разделам дисциплины и справочные данные.

Практикум предназначен обучающимся по направлению подготовки 06.03.01 Биология, также может быть использован по другим естественнонаучным направлениям подготовки.

ББК Г1я73-4
УДК 546 (075.8)

ISBN 978-5-8353-2176-6

© Бугерко Л. Н., Кожухова Т. Ю.,
Сирик С. М., 2018
© Кемеровский государственный
университет, 2018

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	5
Индивидуальное задание 1	
Классы неорганических соединений.....	6
Индивидуальное задание 2	
Законы химии.....	15
Индивидуальное задание 3	
Способы выражения концентрации растворов.....	25
Индивидуальное задание 4	
Окислительно-восстановительные реакции.....	36
Индивидуальное задание 5	
Энергетика химических процессов.....	44
Индивидуальное задание 6	
Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.....	58
Индивидуальное задание 7	
Реакции в растворах электролитов.....	70
Индивидуальное задание 8	
Электролиз.....	79
Индивидуальное задание 9	
Комплексные соединения.....	88
Индивидуальное задание 10	
P – элементы VII группы.....	98
Индивидуальное задание 11	
P – элементы VI группы.....	109
Индивидуальное задание 12	
P – элементы V группы.....	119
Индивидуальное задание 13	
S, d, f – элементы.....	128
Индивидуальное задание 14	
Коллоидные системы.....	139
Контрольная работа	153
ПРИЛОЖЕНИЕ	163
Стандартные теплоты образования ΔH_0 , энтропии S_0 и энергии Гиббса образования ΔG_0 некоторых веществ.....	163
Константы диссоциации слабых электролитов.....	165

Произведения растворимости малорастворимых электролитов.....	166
Константы нестойкости комплексных ионов.....	168
Стандартные электродные потенциалы в водных растворах...	169
Стандартные восстановительные потенциалы ($T = 298\text{ K}$).....	171

ВВЕДЕНИЕ

Практикум составлен в соответствии с программой по дисциплине «Общая химия» по направлению подготовки 06.03.01 Биология.

Решение индивидуальных заданий способствует привлечению студентов к самостоятельной работе с использованием учебной, дополнительной и справочной литературы. Использование индивидуальных заданий позволяет усвоить и обобщить теоретический материал, приложить научные знания на практике.

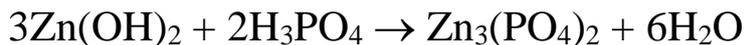
При этом не только закрепляются знания и навыки студентов, полученные ранее, но и формируется компетенция – способность использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения, а именно:

- знания фундаментальных химических понятий и основных учений, биологической роли элементов и их соединений;
- умения решать типовые задачи.

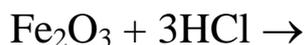
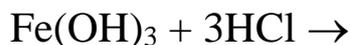
Вопросы, упражнения и задачи практикума требуют широкого привлечения представлений структурной химии, кинетики и неорганической химии. Это должно активизировать работу студентов и способствовать развитию у них творческой инициативы, становлению их логического мышления. С той же целью в практикуме основной упор сделан на вопросы, требующие анализа, обобщения и объяснения.

С учетом того, что основной центр тяжести при решении задач приходится на внеаудиторные занятия (самостоятельную работу студентов), в практикуме приведены схемы решения типичных, а в ряде случаев – и наиболее сложных задач. В приложении представлены справочные данные необходимые при решении задач.

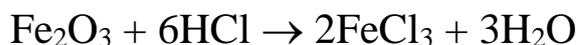
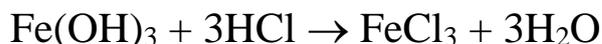
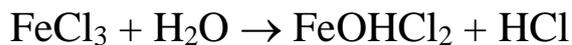
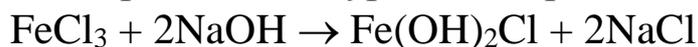
Практикум позволит студентам более полно усваивать материал по химии и вырабатывать умение самостоятельно применять приобретенные знания.



Пример 3. Возможно ли получить FeOHCl_2 согласно следующим уравнениям реакций:



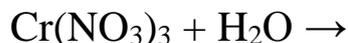
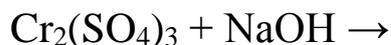
Решение. Рассмотрим каждое уравнение реакции данной задачи:



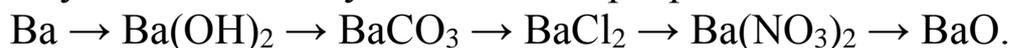
Из полученных уравнений следует, что FeOHCl_2 можно получить только по второму уравнению реакции.

Вариант 1

1. Назовите кислоты: H_2SiO_3 ; H_4SiO_4 ; HIO_3 ; HIO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) ортотеллуровой, б) метафосфорной, в) ортокремниевой.
3. Дайте названия ионам: SeO_3^{2-} , SeO_4^{2-} , HS^- , $[\text{MnOH}]^+$.
4. Назовите соли: $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$, Na_2PbO_2 , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{HS})_2$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) сульфата гидроксожелеза (III), б) метасиликата натрия, в) гидросульфата кальция.
6. Возможно ли получить $\text{Cr}(\text{OH})_3$ согласно следующим уравнениям реакций:



7. Осуществите следующий цикл превращений:



Вариант 2

1. Назовите кислоты: H_2S ; $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$; H_5IO_6 ; HIO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) фтороводородной, б) титановой, в) метаборной.
3. Дайте названия ионам: HAlO_3^{2-} , $[\text{Al}(\text{OH})_2]^+$, Cl^- , ClO^- .
4. Назовите соли: $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, NaNO_2 , $\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$, $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) сульфата гидроксохрома (III), б) метателлурата натрия, в) сульфата аммония-железа (III).
6. Выясните, возможно ли получить $\text{Cu}(\text{OH})_2$ согласно следующим уравнениям реакций:

$$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$$

$$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow$$
7. Осуществите следующий цикл превращений:

$$\text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgOHNO}_3.$$

Вариант 3

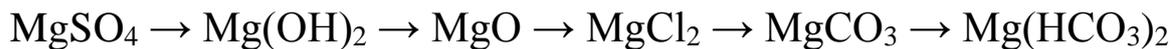
1. Назовите кислоты: HBO_2 ; H_3BO_3 ; H_2MnO_4 ; HMnO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) хромовой, б) метахромистой, в) ортофосфорной.
3. Дайте названия ионам: SO_4^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$, PO_4^{3-} , PbO_2^{2-} .
4. Назовите соли: Na_3AsO_4 , NaAsO_3 , NaHCrO_4 , $(\text{CrOH})_3(\text{PO}_4)_2$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) сульфата железа (III), б) дигидрофосфата калия, в) сульфата цезия-алюминия.
6. Выясните, возможно ли получить $\text{Al}(\text{OH})_3$ согласно следующим уравнениям реакций:

$$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$$

$$\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow$$
7. Осуществите следующий цикл превращений:



Вариант 4

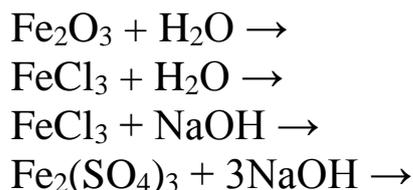
1. Назовите кислоты: H_3PO_4 ; H_6TeO_6 ; H_2TeO_4 ; HClO .
2. Напишите формулы кислот: а) ортотеллуровой, б) метафосфорной, в) дихромовой.
3. Дайте названия ионам: SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , HZnO_2^- , $[\text{ZnOH}]^+$.
4. Назовите соли: K_3FeO_3 , K_2FeO_4 , NaHCO_3 , $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) нитрата гидроксовисмута (III), б) феррита натрия, в) гидроарсената калия.
6. Выясните, возможно ли получить NaOH согласно следующим уравнениям:



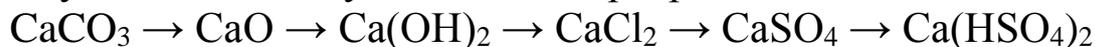
7. Осуществите следующий цикл превращений:
 $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{HSO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$.

Вариант 5

1. Назовите кислоты: HSbO_3 ; H_2PbO_2 ; H_4PbO_4 ; H_3SbO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) хромовой, б) ортожелезистой, в) ортоборной.
3. Дайте названия ионам: Cl^- , ClO_4^- , HPO_4^{2-} , $[\text{NiOH}]^+$.
4. Назовите соли: NaPO_3 , Na_3PO_4 , $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) нитрата магния, б) гидросульфата кальция, в) сульфата калия-железа (II).
6. Выясните, возможно ли получить $\text{Fe}(\text{OH})_3$ согласно следующим уравнениям:



7. Осуществите следующий цикл превращений:



Вариант 6

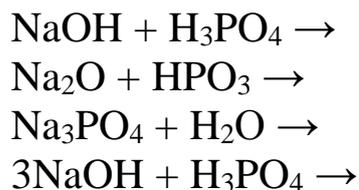
1. Назовите кислоты: H_3CrO_3 ; H_2CrO_4 ; H_3AlO_3 ; HAlO_2 .
2. Напишите формулы кислот: а) метахромистой, б) ортофосфорной, в) висмутовой.
3. Дайте названия ионам: N^{3-} , NO_2^- , HSO_3^- , $[\text{Fe(OH)}_2]^+$.
4. Назовите соли: CaS , CaSO_4 , Na_2HAlO_3 , $(\text{BaOH})_3\text{PO}_4$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) сульфата гидроксожелеза (II), б) дигидрофостата кальция, в) нитрата хрома (III).
6. Выясните, возможно ли получить $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ согласно следующим уравнениям:

$$\begin{aligned} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 &\rightarrow \\ \text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 &\rightarrow \\ \text{Fe(OH)}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 &\rightarrow \\ \text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 &\rightarrow \end{aligned}$$
7. Осуществите следующий цикл превращений:

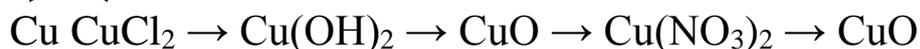
$$\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(HSO}_4)_2.$$

Вариант 7

1. Назовите кислоты: H_2PbO_2 ; H_4PbO_4 ; HSbO_3 ; H_3SbO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) метафосфорной, б) ортоборной, в) цинковой.
3. Дайте названия ионам: CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, $[\text{MgOH}]^+$, HSiO_3^- .
4. Назовите соли: NaNO_2 , NaNO_3 , $(\text{CoOH})\text{Cl}$, NaHCr_2O_7 .
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) сульфата железа (III), б) перманганата калия, в) хлорида гидроксохрома (III).
6. Выясните, возможно ли получить NaH_2PO_4 согласно следующим уравнениям:

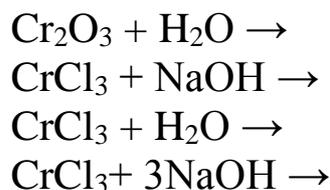


7. Осуществите следующий цикл превращений:



Вариант 8

1. Назовите кислоты: H_2SiO_3 ; H_4SiO_4 ; H_2SO_3 ; H_2SO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) хлорной, б) фосфорной, в) метафосфорной.
3. Дайте названия ионам: ClO_3^- , ClO_4^- , $[\text{Al(OH)}_2]^+$, H_2PO_4^- .
4. Назовите соли: Na_2TeO_3 , Na_2TeO_4 , KHSe , CrOH_2SO_4 .
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) дигидрофосфата рубидия, б) гидрокарбоната меди (II), в) сульфата калия-железа (III).
6. Выясните, возможно ли получить Cr(OH)_3 согласно следующим уравнениям:



7. Осуществите следующий цикл превращений:



Вариант 9

1. Назовите кислоты: H_2SiO_3 ; H_4SiO_4 ; H_3PO_4 ; $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$.
2. Напишите формулы кислот: а) ортохромистой, б) хлорноватистой, в) азотистой.
3. Дайте названия ионам: NO_2^- , NO_3^- , HSeO_4^- , $[\text{CdOH}]^+$.
4. Назовите соли: K_2SeO_3 , K_2SeO_4 , $[\text{Cr(OH)}_2]_2\text{SO}_4$, $\text{Fe(HSO}_3)_2$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей:

- а) дигидрофосфата алюминия,
 б) дигидрохлорида висмута (III), в) нитрата железа (III).
6. Выясните, возможно ли получить $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ согласно следующим уравнениям:
- $$\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
- $$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow$$
- $$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$$
- $$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
7. Осуществите следующий цикл превращений:
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{CrOHCl}_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$.

Вариант 10

1. Назовите кислоты: HClO ; HClO_2 ; HClO_3 ; HClO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) метакремниевой, б) свинцовой, в) хромовой.
3. Дайте названия ионам: SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , HCO_3^- , $(\text{CaOH})^+$.
4. Назовите соли: CoOHNO_3 , $\text{NaNH}_2\text{AsO}_3$, Na_2PbO_2 , NaPO_3 .
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей:
 - а) гидросульфата кальция,
 - б) хлорид дигидроксокобальта (III),
 - в) сульфата аммония.
6. Выясните, возможно ли получить оксид меди (II), если к раствору сульфата меди прибавить едкого натра до щелочной реакции и полученный раствор вместе с выпавшим осадком прокипятить?
7. Осуществите следующий цикл превращений:
 $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{HSO}_4)_3 \rightarrow \text{CrOHHSO}_4$.

Вариант 11

1. Назовите кислоты: H_2FeO_3 ; HFeO_2 ; H_2FeO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) хлорной, б) метафосфорной, в) азотной.
3. Дайте названия ионам: CrO_2^- , CrO_3^{3-} , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.
4. Назовите соли: Na_2SeO_3 , Na_2SeO_4 , KHTeO_4 , $(\text{CdOH})_2\text{SO}_4$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) дигидрофосфата кальция, б) гидрокарбоната меди (II), в) сульфата алюминия.
6. Для опыта нужно иметь нитрат кобальта, в лаборатории же имеется сульфат кобальта. Каким образом можно получить нужную соль? Напишите уравнения химических реакций.
7. Осуществите следующий цикл превращений:
 $\text{NiCl}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni}(\text{HSO}_4)_2$.

Вариант 12

1. Назовите кислоты: HAsO_2 ; H_3AsO_4 ; H_3PO_3 ; H_3PO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) ортофосфорной, б) метафосфорной, в) дифосфорной.
3. Дайте названия ионам: H_2PO_2^- , HPO_3^{2-} , PO_4^{3-} .
4. Назовите соли: KHCr_2O_7 , FeOHHSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) гидросульфата кальция, б) хлорида дигидроксокобальта (III), в) плюмбата натрия.
6. Выясните, возможно ли получить K_2ZnO_2 согласно следующим уравнениям:

$$\text{Zn} + \text{KOH}(\text{к.изб.}) \rightarrow$$

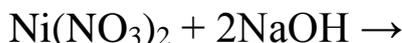
$$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH}(\text{к.изб.}) \rightarrow$$

$$\text{ZnO} + \text{KOH} \rightarrow$$

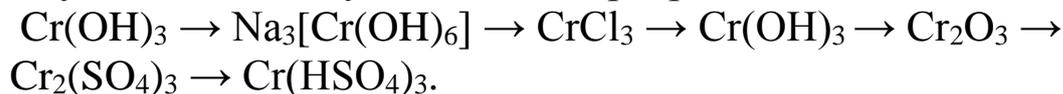
$$\text{ZnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$$
7. Осуществите следующий цикл превращений:
 $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{HSO}_4)_3$.

Вариант 13

1. Назовите кислоты: H_3BO_3 ; $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$; H_3CrO_3 ; HCrO_2 .
2. Напишите формулы кислот: а) ортотеллуровой, б) метафосфорной, в) ортокремниевой.
3. Дайте названия ионам: PbO_2^{2-} , PbO_3^{2-} , HAsO_3^{2-} , $[\text{Cr}(\text{OH})_2]^+$.
4. Назовите соли: CoOHNO_3 , $\text{NaNH}_2\text{AsO}_3$, NaPO_3 , Na_3PO_4 .
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) гидрокарбонат кальция, б) хлорида дигидроксожелеза (III), в) сульфида алюминия.
6. Выясните, возможно ли получить $\text{Ni}(\text{OH})_2$ согласно следующим уравнениям:



7. Осуществите следующий цикл превращений:

**Вариант 14**

1. Назовите кислоты: H_2SnO_2 ; H_3PO_3 ; H_4PbO_4 ; H_2SnO_3 .
2. Напишите формулы кислот: а) ортотеллуровой, б) метафосфорной, в) дихромовой.
3. Дайте названия ионам: H_2CrO_3^- , $(\text{MgOH})^+$, S^{2-} , SO_3^{2-} .
4. Назовите соли: $\text{Ba}(\text{HS})_2$, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, Na_2PbO_2 , Na_2PbO_3 .
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) нитрата гидроксовисмута (III), б) феррита натрия, в) гидроарсената калия.
6. Выясните, возможно ли получить NH_3 согласно следующим уравнениям:

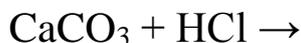


7. Осуществите следующий цикл превращений:



Вариант 15

1. Назовите кислоты: H_2MnO_4 ; H_6TeO_6 ; H_2TeO_4 ; HMnO_4 .
2. Напишите формулы кислот: а) хромовой, б) ортожелезистой, в) ортоборной.
3. Дайте названия ионам: $(\text{CdOH})^+$, HSeO_3^- , SnO_3^{2-} , SnO_4^{4-} .
4. Назовите соли: KMnO_4 , K_2MnO_4 , NaH_2AsO_4 , $[\text{Al}(\text{OH})_2]\text{Cl}$.
5. Напишите эмпирические и структурные формулы солей: а) нитрата магния, б) гидросульфита кальция, в) хлорида дигидроксожелеза (III).
6. Выясните, возможно ли получить CO согласно следующим уравнениям:



7. Осуществите следующий цикл превращений:
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2.$

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 2. Законы химии

Задачи с решением

Пример 1. 0,304 г магния вытеснили 0,0252 г водорода. Вычислите эквивалент магния.

Решение. 0,304 г магния вытеснили 0,0252 г, по закону эквивалентов \mathcal{E} г/моль магния вытеснят 1,008 г/моль водорода. Следовательно,

$$\mathcal{E} = \frac{0,304 \cdot 1,008}{0,0252} = 12,16 \text{ г/моль}.$$

Пример 2. Кислородные соединения хрома содержат 48,0, 31,58 и 23,53 % кислорода. Каковы значения эквивалентов хрома в каждом отдельном соединении?

Решение. В первом соединении 48 ед. м. кислорода соединены с 52 ед. м. хрома, 8 г/моль кислорода соединяются с \mathcal{E}_1 г/моль хрома. Следовательно, эквивалент хрома в этом соединении:

$$\mathcal{E}_1 = \frac{52 \cdot 8}{48} = 8,67 \text{ г/моль.}$$

Составив аналогичные пропорции для второго и третьего соединений, найдем эквиваленты хрома:

$$\mathcal{E}_2 = \frac{68,42 \cdot 8}{31,58} = 17,33 \text{ г/моль};$$

$$\mathcal{E}_3 = \frac{76,47 \cdot 8}{23,53} = 26,0 \text{ г/моль.}$$

Пример 3. При соединении 5,6 г железа с серой образовалось 8,8 г сульфида железа. Найти эквивалентную массу железа \mathcal{E}_{Fe} и его эквивалент, если известно, что эквивалентная масса серы равна 16 г/моль.

Решение. Из условия задачи следует, что в сульфиде железа на 5,6 г железа приходится $8,8 - 5,6 = 3,2$ г серы. Согласно закону эквивалентов, массы взаимодействующих веществ пропорциональны их эквивалентам массы. Следовательно:

$$\begin{array}{l} 5,6 \text{ г железа} \quad \text{эквивалентны } 3,2 \text{ г серы} \\ \mathcal{E}_{Fe} \text{ г/моль} \quad \gg \quad 16 \text{ г/моль} \quad \gg \end{array}$$

$$\text{Откуда} \quad \mathcal{E}_{Fe} = \frac{5,6 \cdot 16}{3,2} = 28 \text{ г/моль.}$$

Мольная масса атомов железа, численно совпадающая с его относительной молекулярной массой, равна 56 г/моль. Поскольку эквивалентная масса железа (28 г/моль) в два раза меньше мольной массы его атомов, то в 1 моле железа содержится 2 эквивалента. Следовательно, эквивалент железа равен $\frac{1}{2}$ моля.

Пример 4. Определите массу гидросульфата натрия, образующегося при нейтрализации H_2SO_4 раствора, содержащего 8 г NaOH.

Решение. Находим эквивалентную массу гидроксида натрия:

$\mathcal{E}_{NaOH} = \frac{M_{NaOH}}{1} = 40 \text{ г/моль.}$ Следовательно, 8 г гидроксида натрия составляют $8 / 40 = 0,2$ эквивалентной массы NaOH. Согласно закону

эквивалентов, масса образовавшейся соли также составляет 0,2 её эквивалентной массы.

Находим эквивалентную массу соли: $\mathcal{E}(\text{NaHSO}_4) = \frac{M(\text{NaHSO}_4)}{1} = 120 \text{ г/моль}$.

Масса образовавшегося гидросульфата натрия равна: $m = 120 \cdot 0,2 = 24 \text{ г}$.

Пример 5. Найдите эквивалентную массу элемента, 0,5 г которого вытеснили при 21 °С и давлении $1,01 \cdot 10^5$ Па водород объемом 184,5 мл.

Решение. По закону Гей-Люссака-Шарля заданный объем водорода приводим к нормальным условиям:

$$\frac{V_1}{V_0} = \frac{T_1}{T_0}; \quad \Rightarrow \quad V_0 = \frac{V_1 \cdot T_0}{T_1}; \quad \Rightarrow \quad V_0 = \frac{184,5 \text{ мл} \cdot 273 \text{ К}}{294 \text{ К}} = 171,32 \text{ мл},$$

где V_1 – объем газа при условии задачи, V_0 – объем газа при нормальных условиях, T_1 – температура газа при условии задачи, T_0 – температура газа при нормальных условиях.

Согласно закону эквивалентов, найдем эквивалентную массу элемента:

$$\frac{m}{\mathcal{E}} = \frac{V}{V_1}; \quad \mathcal{E} = \frac{0,5 \text{ г} \cdot 11200 \text{ мл}}{171,32 \text{ мл}} = 32,69 \text{ г/моль}.$$

Вариант 1

1. Мышьяк образует два оксида с массовыми долями мышьяка 65,2 % и 75,8 %. Определите эквивалентные массы мышьяка в этих оксидах.
2. На основании закона эквивалентов выделите формулы для определения эквивалентных масс сложных веществ:
 - а) оксида,
 - б) кислоты,
 - в) основания,
 - г) соли.
3. При взаимодействии с водой неизвестного металла массой 0,64 г выделился водород объемом 190 мл при температуре 21 °С и давлении $1,045 \cdot 10^5$ Па. Определите эквивалентную массу металла.
4. 0,111 г некоторого газа заняли 25 мл при температуре 17 °С и давлении $1,2 \cdot 10^5$ Па. Вычислите молярную массу газа.

5. Определите массовую долю кристаллизационной воды в гидрате хлорида бария.

Вариант 2

1. Металл массой 0,864 г образовал хлорид массой 1,148 г. Определите эквивалентную массу металла.
2. Всегда ли постоянна эквивалентная масса соединения? Приведите примеры.
3. Углеводород C_xH_y массой 1,238 г находится в газообразном состоянии при $90\text{ }^\circ\text{C}$ и давлении $0,96 \cdot 10^5$ Па и занимает объем 500 мл. Определите молярную массу углеводорода и напишите его формулу.
4. Для полного восстановления оксида металла массой 1,59 г до металла потребовалось 478 мл водорода (при температуре $7\text{ }^\circ\text{C}$ и давлении $0,98 \cdot 10^5$ Па). Вычислите эквивалентную массу металла.
5. Какую реакцию на лакмус будет показывать раствор, содержащий 30 г азотной кислоты, после добавления к нему гидроксида калия массой 20 г? Какова масса образующейся соли?

Вариант 3

1. Металл массой 0,150 г вытесняет из раствора никелевой соли никель массой 0,367 г, а из раствора кислоты водород объемом 140 мл (н.у.). Определите эквивалентную массу никеля.
2. Какая зависимость существует между молярной массой и эквивалентной массой элемента?
3. Неизвестное вещество массой 0,582 г находится в парообразном состоянии при $3\text{ }^\circ\text{C}$ и $0,99 \cdot 10^5$ Па и занимает объем 205 мл. Определите его молярную массу.
4. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 г H_2SO_4 , с числом молекул, содержащихся в 1 г HNO_3 . В каком случае и во сколько раз число молекул больше?

1. При полном сжигании 3,8 г вещества образовалось 2,2 г оксида углерода (IV) и оксид серы (IV). Найдите простейшую формулу вещества.

Вариант 4

1. Эквивалентная масса хлора равна 35,5 г/моль. Эквивалентная масса хлорида меди равна 99,0 г/моль. Установите формулу хлорида металла.
2. Что такое эквивалентный объем водорода?
3. Газометр объемом 10 л заполнен газом. Давление в газометре $1,15 \cdot 10^5$ Па, температура 17°C . Плотность газа по водороду равна 16. Определите, какой газ находится в газометре и какова его масса. (Вещество простое).
4. В какой массе азота содержится 10^{24} молекул?
5. На нейтрализацию 0,471 г фосфористой кислоты израсходовано 0,644 г гидроксида калия. Вычислите основность кислоты.

Вариант 5

1. Вычислите эквивалентную массу H_3PO_4 в реакциях взаимодействия с КОН при получении: 1) KH_2PO_4 , 2) K_2HPO_4 , 3) K_3PO_4 .
2. Элемент образует гидрид с массовой долей водорода 8,87 %. Определите эквивалентную массу элемента.
3. Давление в автомобильной шине при 27°C равно $2 \cdot 10^5$ Па. Как изменится давление, если температура понизилась до -23°C ?
4. Масса 1 л газа при н.у. составляет 1,25 г. Вычислите молекулярную массу газа и массу молекулы газа.
5. Сколько литров водорода, взятого при н.у., пойдет на восстановление 56 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла? Чему равна эквивалентная масса металла?

Вариант 6

1. Алюминий массой 0,752 г при взаимодействии с кислотой вытеснил водород объемом 0,936 л (н. у.). Определите эквивалентный объем водорода.
2. Сформулируйте газовые законы в случае сохранения постоянной величиной одного из параметров (температура, давление, объем). Запишите математические выражения этих законов.
3. В стальном баллоне объемом 12 л находится кислород под давлением $1 \cdot 10^8$ Па при температуре 0 °С. Определите массу кислорода.
4. Какое число молекул содержат 0,01 моль кислорода и 0,4 эквивалентной массы кислорода?
5. Сколько граммов едкого натра потребуется для превращения 70 г серной кислоты в кислую соль? В нормальную соль?

Вариант 7

1. На восстановление оксида металла массой 3,6 г израсходовано водорода объемом 1,77 л (н.у.). Вычислите эквивалентную массу металла.
2. Что такое относительная плотность одного газа по другому? Как она определяется, что позволяет рассчитать?
3. Неизвестное вещество массой 1,125 г, будучи переведенным в газообразное состояние при температуре 300 °К и давлении $0,99 \cdot 10^5$ Па занимает объем 375 мл. Определите его молярную массу.
4. В каком объеме хлора при температуре 0 °С и давлении $1,01 \cdot 10^5$ Па содержится 10^{20} молекул?
5. К раствору, содержащему 159 г карбоната натрия, добавили 152 г серной кислоты. Какое количество серной кислоты остается в избытке?

Вариант 8

1. Алюминий массой 0,752 г при взаимодействии с кислотой вытеснил водород объемом 0,936 л (н.у.). Определите эквивалентный объем водорода.
2. Приведите уравнение Клапейрона-Менделеева. Какую важную характеристику вещества оно позволяет рассчитывать?
3. Сколько молей содержится в 0,250 л кислорода при н.у.?
4. Какое количество AgNO_3 способно прореагировать с 27,03 г $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$? Сколько AgCl образуется?
5. В каком количестве $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ содержится столько же грамм-эквивалентов, сколько в 156 г $\text{Al}(\text{OH})_3$?

Вариант 9

1. В оксиде металла $\omega(\text{O}) = 28,57\%$. В его же соединении со фтором $\omega(\text{F}) = 48,72\%$. Определите эквивалентную массу фтора.
2. Что такое парциальное давление газа в смеси газов? Как оно рассчитывается?
3. Вычислите плотность метана по воздуху.
4. 0,493 г хлорида металла после обработки AgNO_3 образовали 0,86 г AgCl . Вычислите эквивалентную массу металла.
5. Вычислите процентное содержание хлора в веществе, 0,496 г которого образовали 1,284 г AgCl .

Вариант 10

1. Кальций массой 0,69 г и цинк массой 1,13 г вытесняет из кислоты одинаковые количества водорода. Определите эквивалентную массу цинка, зная, что эквивалентная масса кальция равна 20 г/моль.
2. Как привести объем газа к нормальным условиям?
3. Из скольких атомов состоят молекулы паров ртути, если ее плотность по воздуху равна 6,92?
4. Эквивалент элемента составляет 24,99. Вычислите: а) сколько процентов водорода содержится в гидриде этого элемента; б)

сколько граммов водорода требуется для восстановления 4,95 г его оксида?

5. Какой объем соляной кислоты, содержащей 73 г HCl в 1 л раствора, потребуется для взаимодействия с 1 кг CaCO₃?

Вариант 11

1. Путем разложения нагреванием 0,261 г оксида серебра получено 0,243 г металлического серебра. Найдите эквивалентную массу серебра.
2. Как можно вычислить молекулярную массу вещества, зная плотность его паров по воздуху?
3. Какой объем займет при 18 °С и давлении $0,97 \cdot 10^5$ Па оксид углерода(IV), выделившийся при разложении 250 г карбоната кальция?
4. Эквивалент металла составляет 56,2. Вычислите процентное содержание металла в его оксиде.
5. Из 200 мл раствора серной кислоты после добавления BaCl₂ получено 4,668 г BaSO₄. Сколько H₂SO₄ содержится в 1 мл раствора?

Вариант 12

1. Определите эквивалентную массу металла, если 0,195 г металла вытесняют 50 мл водорода при н.у.
2. Всегда ли постоянна эквивалентная масса элемента? Приведите примеры.
3. Масса 1 л газа при 21 °С и $0,85 \cdot 10^5$ Па равна 2,52 г. Чему равна плотность газа по водороду и его молекулярная масса?
4. В каком количестве Ba(OH)₂·8H₂O содержится столько же эквивалентов, сколько в 156 г Al(OH)₃?
5. Какое количество хлорида серебра можно получить из 34 г нитрата серебра?

Вариант 13

1. Сколько оксида получится при окислении 3 г металла, эквивалентная масса которого равна 9 г?
2. Что такое относительная плотность одного газа по другому? Как она определяется, что позволяет рассчитывать?
3. Одинаково ли число молекул в 1 г водорода и 1 г кислорода.
4. Какое количество сульфата бария можно получить из 6,1 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$? Сколько серной кислоты при этом потребуется?
5. К 1 г едкого кали прибавили 1 г азотной кислоты. Какое вещество и в каком количестве останется не нейтрализованным?

Вариант 14

1. Какие объемы займут при н. у. массы одного эквивалента водорода и кислорода?
2. Как рассчитать эквиваленты кислоты, основания и соли?
3. Сколько нужно взять карбоната кальция, чтобы полученным при его разложении диоксидом углерода наполнить баллон вместимостью 4 л при температуре 15°C и давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па?
4. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 г соли. Вычислите эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.
5. Для образования хлорида серебра взаимодействием хлорида калия с нитратом серебра требуется хлорида калия на 10 г меньше, чем нитрата серебра. Вычислите массу нитрата серебра.

Вариант 15

1. Напишите формулу соединения сурьмы с серой, с кислородом, если известно, что атомная масса сурьмы равна 121,8 г/моль, эквивалентная масса ее 40,6 г/моль, а атомная масса серы 32 г/моль, эквивалентная масса ее 16 г/моль.
2. В каких случаях эквивалентная масса элемента равна его атомной массе? Является ли значение эквивалентной массы

химического элемента постоянной величиной? Приведите примеры.

3. Какой объем кислорода, взятого при $300\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении $5,06 \cdot 10^5\text{ Па}$, израсходован на сгорание 10 кг каменного угля до образования CO , если в угле содержалось 94% C ? Какой объем при тех же условиях займет полученный диоксид углерода?
4. Эквивалент металла равен $8,99$. Какой объем водорода (при $-3\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении $1,2 \cdot 10^5\text{ Па}$) получится при взаимодействии $0,4495\text{ г}$ металла с соляной кислотой?
5. Какое количество $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ следует растворить в 300 г воды, чтобы каждый грамм полученного раствора содержал $0,25\text{ г}$ безводной соли?

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 3. Способы выражения концентрации растворов

Задачи с решением

Пример 1. Сколько граммов NaCl и воды нужно взять для приготовления 300 г раствора с массовой долей соли равной 15 %?

Решение. Массу поваренной соли находим по формуле

$$\omega = \frac{m_{\text{с}}}{m_{\text{р-ра}}}, \Rightarrow m_{\text{с}} = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega, \quad m_{\text{с}} = 300\text{г} \cdot 0,15 = 45\text{г}.$$

Массу воды рассчитываем как разницу между массой раствора и массой вещества $m(H_2O) = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{с}} = 300 - 45 = 255\text{г}$.

Пример 2. Сколько граммов кристаллогидрата сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и воды следует взять для приготовления 1 кг раствора с массовой долей сульфата меди, равной 8 %?

Решение. Определяем массу безводной соли в 1 кг 8 % раствора:

$$m_{\text{с}} = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega, \quad \Rightarrow m(\text{CuSO}_4) = 1000\text{г} \cdot 0,08 = 80\text{г}.$$

Определяем массу кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, соответствующую 80 г безводной соли:

$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,69$ г/моль; $M(\text{CuSO}_4) = 159,61$ г/моль.

$$\frac{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{249,69}{159,61} = 1,564.$$

Следовательно, масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равна:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 80\text{г} \cdot 1,564 = 125\text{г}.$$

Воды потребуется для приготовления раствора:

$$m(H_2O) = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{с}} = 1000 - 125 = 875\text{г}.$$

Пример 3. Вычислите сколько граммов хлорида калия содержится в 750 мл 10%-ого раствора этой соли ($\rho = 1,063$ г/см³).

Решение. Массу раствора вычисляем через плотность и объем раствора: $m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho$; $\Rightarrow m_{\text{р-ра}} = 750\text{см}^3 \cdot 1,063\text{г/см}^3 = 797\text{г}$.

Вычисляем массу хлорида калия:

$$m_g = m_{p-pa} \cdot \omega; \quad \Rightarrow \quad m_g = 797g \cdot 0,1 = 79,7g.$$

Пример 4. Определите массовую долю растворенного вещества (в %) в растворе, полученном при смешивании 200 мл 30%-ого раствора ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$) и 300 мл 10%-ого раствора ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$).

Решение. Определяем массу растворов:

$$m_{p-pa} = V \cdot \rho; \quad m_{p-pa1} = 200\text{см}^3 \cdot 1,25\text{г/см}^3 = 250\text{г},$$

$$m_{p-pa2} = 300\text{см}^3 \cdot 1,15\text{г/см}^3 = 345\text{г}.$$

Определяем массу вещества:

$$m_g = m_{p-pa} \cdot \omega; \quad m_{g1} = 250\text{г} \cdot 0,3 = 75\text{г},$$

$$m_{g2} = 345\text{г} \cdot 0,1 = 34,5\text{г}.$$

Общую массу вещества в двух растворах определяем сложением массы вещества в первом растворе и во втором растворе:

$$m_g = (75 + 34,5)\text{г} = 109,5\text{г}.$$

Также определяем общую массу раствора:

$$m_{p-pa} = (250 + 345)\text{г} = 595\text{г}.$$

Определяем массовую долю растворенного вещества (в %) в

растворе:
$$\omega = \frac{m_g}{m_{p-pa}} \cdot 100\% ; \quad \omega = \frac{109,5 \cdot 100}{595} = 18,40\% .$$

Пример 5. Сколько (мл) 20%-ого раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,143 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 1 л 0,2 н. раствора?

Решение. $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}; \quad \Xi(\text{H}_2\text{SO}_4) = 49 \text{ г/моль}.$

1 л 0,2 н. раствора содержит безводной кислоты $49 \cdot 0,2 = 9,8\text{г}.$

Массовая доля кислоты в растворе 20 %, поэтому раствора, в котором содержалось бы 9,8 г кислоты, потребуется:

$$m_{p-pa} = \frac{m_g}{\omega} \cdot 100\% ; \quad m_{p-pa} = \frac{9,8 \cdot 100}{20} = 49\text{г}.$$

Находим объем, занимаемый 49 г 20%-ого раствора кислоты:

$$V = \frac{m_{p-pa}}{\rho}; \quad V = \frac{49\text{г}}{1,143\text{г/мл}} = 42,85\text{мл}.$$

Пример 6. Определите титр раствора, содержащего 0,53 г карбоната натрия в 100 мл раствора?

Решение. Титр – это масса вещества, содержащегося в одном миллилитре раствора.

$$T = \frac{m}{V};$$

$$T = \frac{0,53}{100} = 0,0053 \text{ г/мл.}$$

Вариант 1

1. Чему равна процентная концентрация раствора, содержащего 3 моль хлорида натрия в 0,5 л воды?
2. К 1 л воды добавлено 0,2 моль CuSO_4 и 0,5 моль $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Определите $\omega(\text{CuSO}_4)$ в % в полученном растворе.
3. В каких массовых отношениях надо смешать 8%-ый и 35 %-ый растворы для получения 18%-ого раствора? Сколько граммов каждого из исходных растворов требуется для приготовления 450 г смеси?
4. Сколько мл 84%-ого раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,775 \text{ г/см}^3$) требуется для образования нормальной соли с 1 л 18 н NH_4OH ?
5. Вычислите нормальность и молярность (при условии полной нейтрализации) 5%-ого раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,527 \text{ г/мл}$).
6. Сколько граммов жженой магнезии (MgO) требуется принять человеку, нечаянно выпившему 20 мл раствора серной кислоты, молярная концентрация которой равна 0,2 моль/л?

Вариант 2

1. В каком количестве воды следует растворить 2 моля соды Na_2CO_3 , чтобы получить 25%-ый раствор.
2. Определите процентную концентрацию раствора, который получен при добавлении 2 молей $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ к 500 г 2 %-ого раствора этой соли.
3. Смешали 1 л 20%-ого HCl ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$) и 1 л 12,5 %-ого раствора HCl ($\rho = 1,06 \text{ г/мл}$). Какова процентная концентрация полученного раствора?
4. Сколько миллилитров 0,4 н HCl следует прибавить к раствору AgNO_3 для получения 0,2861 г AgCl ?
5. Вычислите молярность и нормальность раствора KOH (по реакции полного обмена) 200 мл 16%-ого раствора сульфата меди (II) ($\rho = 1,18 \text{ г/мл}$).

6. В медицине используются жидкости, заменяющие кровь. Самым первым кровезаменителем был раствор хлорида натрия с массовой долей 0,9 %. Чему равна моляльность этого раствора?

Вариант 3

1. Можно ли получить раствор одинаковой процентной концентрации, если в 250 г воды растворить 1 моль: а) NaOH, б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
2. Определите $\omega(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)$ в % в растворе, который был получен при растворении 0,3 моль $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ в 500 мл H_2O .
3. К 7 л 20%-ого раствора HNO_3 ($\rho = 1,115 \text{ г/см}^3$) прилили воду до получения 3%-ого раствора. Сколько требуется воды и сколько получается 3%-ого раствора?
4. Сколько граммов K_2CO_3 требуется для взаимодействия с 500 мл 2 М раствора HCl ?
5. Вычислите процентную концентрацию одномолярного раствора нитрата никеля (II), плотность которого 1,61 г/мл.
6. Антисептический препарат борный спирт имеет массовую долю борной кислоты 3 %, а его плотность равна 1,01 г/мл. Определите массу борной кислоты, необходимую для приготовления одной упаковки объемом 10 мл.

Вариант 4

1. Чему равна процентная концентрация раствора, в котором на 1 моль KOH приходится 10 молей воды?
2. В 1024 г раствора содержится 0,2 моля $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Определите массовую долю MgSO_4 в растворе (в %).
3. К 250 г 50%-ого раствора прилили 22%-ый раствор до получения 36%-ого раствора. Сколько израсходовано 22%-ого раствора и сколько получено 36%-ого раствора?
4. Сколько граммов 5%-ого раствора AgNO_3 требуется для обменной реакции со 120 мл 0,6 н раствора AgCl_3 ?

5. Чему равна нормальность и молярность 35%-ого раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,216$ г/мл)? Сколько воды содержится в 1 л такого раствора?
6. Раствор поваренной соли, содержащий 150 г соли в 850 мл воды, обладает антисептическими свойствами. Рассчитайте массовую долю и молярность раствора.

Вариант 5

1. Вычислите процентную концентрацию раствора, содержащего в 1 л воды: а) 1 г AlCl_3 , б) 1 моль AlCl_3 .
2. Вычислите концентрацию $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в % в растворе, полученном растворением 0,01 моля $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ в 1 моле воды.
3. Сколько литров 2,5%-ого раствора NaOH ($\rho = 1,03$ г/мл) можно приготовить из 80 мл 35%-ого раствора ($\rho = 1,38$ г/мл)?
4. Сколько миллилитров 6%-ого раствора HCl ($\rho = 1,03$ г/мл) следует прибавить к 400 мл 0,05 н AgNO_3 , для полного осаждения малорастворимого AgCl ?
5. Какова процентная концентрация:
а) 2,38 н раствора CaCl_2 ($\rho = 1,1015$ г/мл);
б) раствора KOH , титр которого 0,05226 ($\rho = 1,045$ г/мл)?
6. Используемая в качестве примочки при воспалительных процессах свинцовая вода содержит 2% основного ацетата свинца (II). Какую массу соли необходимо взять для приготовления 2 литров примочки ($\rho = 1,01$ г/мл).

Вариант 6

1. В каких количествах следует взять AgNO_3 и воду для приготовления 1000 г раствора, содержащего на 1 моль AgNO_3 5 молей H_2O ? Чему равна процентная концентрация раствора?
2. Вычислите $\omega(\text{FeSO}_4)$ в % в растворе, который получен при растворении 0,5 моля $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в 1 л воды.
3. Сколько килограммов 62 % раствора ($\rho = 1,52$ г/см³) получится при выпаривании 9 кг менее концентрированного рас-

твора ($\omega = 45\%$ с $\rho = 1,35 \text{ г/см}^3$)? Сколько килограммов воды удаляется при выпаривании раствора?

4. Сколько граммов Mg требуется для реакции с 200 г 7,3%-ого раствора HCl?
5. В 6 л раствора содержится 13,86 г-экв. BaCl₂ ($\rho = 1,2031 \text{ г/мл}$). Чему равны процентная концентрация и молярность раствора?
6. Сколько граммов кальция поступает в организм при приеме столовой ложки (15 мл) кровоостанавливающего средства – раствора, содержащего 5 г CaCl₂*6H₂O в 100 мл воды, плотность равна 1,015 г/мл?

Вариант 7

1. Сколько воды нужно прибавить к 1 л 36%-ого раствора гидроксида калия ($\rho = 1,36 \text{ г/мл}$), чтобы получить 10%-ый раствор?
2. К 100 г 10%-ого раствора хлорида кобальта добавили 0,3 моля CoCl₂*6H₂O. Определите $\omega(\text{CoCl}_2)$ в % в полученном растворе?
3. Какой объем 15%-ого раствора едкого натра ($\rho = 1,16 \text{ г/мл}$) можно приготовить из 2 л 33%-ого раствора ($\rho = 1,36 \text{ г/мл}$)?
4. В 50 г раствора H₂SO₄ положили кусочек цинка массой 10 г. Когда реакция прекратилась, то оказалось, что 3,5 г цинка осталось в избытке. Вычислите процентную концентрацию раствора серной кислоты.
5. Определите молярность, нормальность и титр 50%-ого раствора серной кислоты ($\rho = 1,46 \text{ г/см}^3$).
6. Массовая доля фтора в крови человека составляет 7 %. Сколько фтора содержит кровь человека массой 80 кг, если в 10 мл ее содержится 0,03 мг фтора? Плотность крови принять равной 1,2 г/мл.

Вариант 8

1. В каком количестве воды надо растворить 33,6 л (н.у.) иодоводорода, чтобы получить 10%-ый раствор?
2. При выпаривании 1 л раствора сульфата меди ($\rho = 1,107 \text{ г/мл}$) получено 172,96 г CuSO₄*5H₂O. Определите массовую долю CuSO₄ в растворе.

3. Какие объемы 60%-ой серной кислоты ($\rho = 1,5$ г/мл) и 14%-ой серной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл) нужно смешать, чтобы получить 10 л 27 %-ого раствора ($\rho = 1,2$ г/мл)?
4. Какой массой гидроксида натрия можно нейтрализовать 2 кг раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 7,3 %?
5. Определите нормальность и титр 40%-ого раствора КОН плотность которого равна $1,4$ г/см³.
6. Самая богатая бромом часть человеческого организма – это ткань головного мозга: 30 мг брома на 100 г мозга. Определите число моль атомов брома, содержащееся в головном мозгу взрослого человека (его масса равна 1200 г).

Вариант 9

1. К 250 г 10%-ого раствора кислоты добавили 500 г раствора этой же кислоты неизвестной концентрации и получили 25 %-ый раствор. Определите концентрацию добавленного раствора.
2. Приготовлен 1 л раствора ($\rho = 1,067$ г/мл) с массовой долей $\omega(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 8$ %. Сколько молей Na_2HPO_4 и какой объем воды взяты для приготовления раствора?
3. Сколько мл 10%-ого раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,14$ г/мл) можно приготовить из 100 мл 42%-ого раствора NaOH с плотностью $1,45$ г/мл?
4. Какая масса раствора гидроксида калия с массовой долей КОН 10 % вступает в реакцию нейтрализации с 89 г раствора фосфорной кислоты с массовой долей H_3PO_4 20 %?
5. Определите нормальность и титр раствора КОН, полученного смешиванием 100 мл 8 %-ого ($\rho = 1,04$ г/мл) и 500 мл 40%-ого раствора ($\rho = 1,25$ г/мл).
6. Определите массу йода в щитовидной железе человека, если ее масса равна 40 г, а массовая доля йода в ней составляет 0,12 %.

Вариант 10

1. Из 700 г 60%-ой серной кислоты, выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна концентрация оставшегося раствора?
2. Какова $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ в %, если для получения раствора этой соли взято 0,5 моля $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и 18 молей H_2O ?
3. Какую массу 25%-ого раствора NaCl ($\rho = 1,180 \text{ г/см}^3$) требуется взять для приготовления 1,5 л 10%-ого раствора ($\rho = 1,070 \text{ г/см}^3$)?
4. Найдите массу осадка, который образуется при реакции 40 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 25% ($\rho = 1,27 \text{ г/мл}$) и 60 мл 0,5 М раствора FeCl_3 .
5. Рассчитайте нормальность раствора HCl , полученного смешиванием 100 мл 30%-ого раствора HCl ($\rho = 1,15 \text{ г/мл}$) и 500 мл 5%-ого раствора ($\rho = 1,03 \text{ г/мл}$).
6. Массовая доля костей в теле человека равна 18 %. Содержание неорганических веществ в костях составляет 22 %, из них 85 % приходится на фосфат кальция. Определите массу фосфата кальция в организме человека массой 70 кг.

Вариант 11

1. Из 10 кг 20%-ого раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна концентрация охлажденного раствора?
2. Сколько молей $\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и сколько молей H_2O потребуется для получения 1 кг раствора, для которого $\omega(\text{MnSO}_4) = 20 \%$?
3. Сколько граммов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ потребуется для приготовления 200 мл 0,5 М раствора?
4. Вычислите, достаточно ли 20 мл 30%-ого раствора серной кислоты ($\rho = 1,22 \text{ г/мл}$) для реакции с 6,5 г цинка.
5. Смешанны 100 мл 8%-ого раствора HNO_3 ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$) и 500 мл 40%-ого раствора ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$). Вычислите нормальную концентрацию и титр раствора.
6. Нашатырный спирт (10%-ый раствор NH_3) применяют в хирургической практике для обработки рук хирургов. Для этого 25 мл нашатырного спирта, плотностью 0,96 г/мл, растворяют в 5 л теплой кипяченой воды. Чему равна массовая доля NH_3 полученного раствора?

Вариант 12

1. Сколько миллилитров 60%-ого раствора серной кислоты с плотностью 1,50 г/мл, нужно взять, чтобы приготовить 5,0 л 12 %-ого раствора с плотностью 1,08 г/мл?
2. Сколько молей медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) потребуется для приготовления раствора ($\rho = 1,084$ г/мл) объемом 1 л для которого массовая доля сульфата меди 8 %?
3. Смешали 2 литра 5 М раствора серной кислоты с плотностью 1,29 г/см³ и 0,5 литров 6 н раствора серной кислоты, плотность которого 1,18 г/см³. Какова процентная концентрация полученного раствора?
4. Сколько литров водорода (н. у.) образуется при взаимодействии цинка с 30 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 20 % и плотностью 1,12 г/мл?
5. Смешали 2 л 60%-ой серной кислоты ($\rho = 1,5$ г/мл) и 3 л 14%-ого раствора ($\rho = 1,1$ г/мл). Определите нормальность, молярность и титр полученного раствора.
6. Раствор KMnO_4 применяется для полоскания рта и горла (0,01 – 0,1 %), для промывания ран (0,1 – 0,5 %), для смазывания язвенных и ожоговых поверхностей кожи (1–5 %). Какую массу перманганата калия необходимо растворить в 100 мл воды для получения каждого из этих растворов?

Вариант 13

1. Найдите количество вещества медного купороса, который надо растворить в воде количеством вещества 100 моль, чтобы получить раствор, в котором $\omega(\text{CuSO}_4) = 20$ %.
2. Какую массу $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления раствора ($\rho = 1,072$ г/мл) объемом 15 л, в котором $\omega(\text{BaCl}_2) = 8$ %? Какой объем воды потребуется для этого?
3. Сколько литров 54%-ого раствора ($\rho = 0,912$ г/мл) этилового спирта требуется для приготовления 6 л 22%-ого раствора ($\rho = 0,970$ г/мл)?
4. На реакцию с 0,8765 г карбоната натрия, расходуется 24,20 г раствора серной кислоты. Вычислите нормальную концен-

трацию раствора и найдите, сколько граммов H_2SO_4 содержится в 1 мл его.

5. В 250 мл 9,8%-ого раствора фосфорной кислоты ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$) растворили 14,2 г P_2O_5 . Какова молярность и нормальность полученного раствора?
6. «Чтобы узнать человека, надо съесть с ним пуд соли». Какой же объем бульона 0,01 молярной концентрации соли необходимо употребить, чтобы выполнить это условие? (1 пуд = 16 кг).

Вариант 14

1. Найдите объем воды, который потребуется для получения из 426 г P_2O_5 кислоты с массовой долей H_3PO_4 28 %.
2. Кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, какой массы и вода какого объема, потребуется для приготовления раствора сульфата натрия ($\rho = 1,091 \text{ г/см}^3$) объемом 1,2 л, в котором его массовая доля составляет 10 %?
3. В каких массовых отношениях надо смешать 20%-ый и 50%-ый раствор КОН для получения 25%-ого раствора?
4. К 20 мл 16%-ого раствора сульфата марганца (II) ($\rho = 1,17 \text{ г/мл}$) прибавили 20,0 мл 10%-ого раствора NaOH ($\rho = 1,08 \text{ г/мл}$). Какое вещество взято в избытке и сколько его осталось после реакции?
5. К 200 мл 5,6%-ого раствора гидроксида калия ($\rho = 1,056 \text{ г/мл}$) добавили 9,4 г оксида калия. Какова нормальная концентрация и титр раствора?
6. Для профилактики заболевания крупнорогатого скота ящуром на ведро питьевой воды (10 л) добавляют 10 г 8,5%-ого раствора соляной кислоты. Рассчитайте массу 25 %-ой кислоты для приготовления 5 ведер такой воды.

Вариант 15

1. В каком отношении надо смешать растворы с массовой долей растворенного вещества 10 и 50 %, чтобы получить раствор массой 80 г, для которого $\omega = 25$ %?

2. Какой объем воды потребуется для того, чтобы растворением 40 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ получить раствор, в котором массовая доля Na_2SO_4 была бы равна 8 %?
3. Необходимо приготовить 250 г 5%-ого раствора серной кислоты. Достаточно ли для этого 0,5 л 1 М раствора серной кислоты ($\rho = 1,290 \text{ г/см}^3$)?
4. К 10 мл 12,8%-ого раствора хлорида бария ($\rho = 1,12 \text{ г/мл}$) прибавлен раствор сульфата натрия, в результате чего выпал осадок сульфата бария. Вычислите массу осадка.
5. Смешали 1 л 20%-ого раствора HCl ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$) и 1 л 12,5%-ого раствора HCl ($\rho = 1,06 \text{ г/мл}$). Определите молярность раствора. Сколько граммов соляной кислоты содержится в 1 мл раствора?
6. Для предупреждения малокровия у поросят им с первых дней жизни дают раствор, содержащий 2,5 г железного купороса и 1 г медного купороса на 1 л воды. Рассчитайте титр раствора по каждому из названных компонентов, если плотность раствора равна 1,05 г/мл.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 4. Окислительно-восстановительные реакции

Задачи с решением

Пример 1. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу серной кислоты для реакции, в которой сульфат-ион восстанавливается до сульфид-иона.

Решение. Ионно-электронное уравнение будет иметь вид:



Так как число принятых одним сульфат-ионом (следовательно, и одной молекулой серной кислоты) электронов равно 8, численное значение эквивалентной массы серной кислоты будет равно молярной массе, деленной на 8.

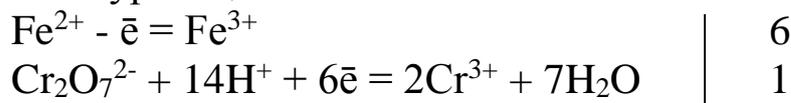
$$\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{8} = \frac{98}{8} = 12,25 \text{ г / моль.}$$

Эквивалент H_2SO_4 равен $1/8$ моль.

Пример 2. Закончите уравнение реакции:



Решение. В данном уравнении реакции хром в бихромате калия находится в высшей степени окисления, поэтому он может быть только окислителем. Бихромат - ион в кислой среде восстанавливается до Cr^{3+} . Железо находится в промежуточной степени окисления +2, это значит, оно может быть как восстановителем, так и окислителем. В данном уравнении реакции окислитель уже имеется, следовательно, ион Fe^{2+} будет восстановителем. Записываем соответствующие полуреакции:

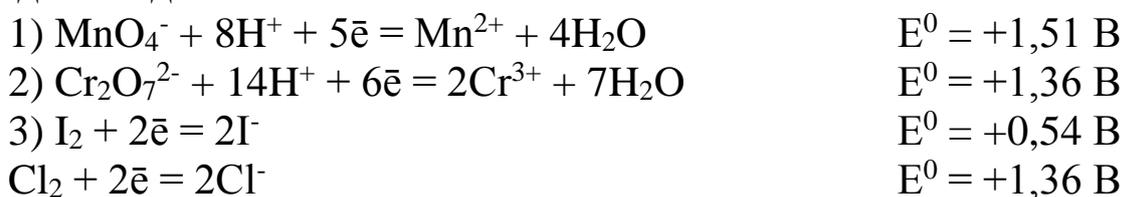


В молекулярной форме полученное уравнение имеет вид:



Пример 3. Каким окислителем – перманганатом калия, дихроматом калия или йодом – можно окислить хлорид-ион до свободного хлора?

Решение. По таблице стандартных электродных потенциалов находим E^0 для систем:



Для определения протекания реакции вычисляем ЭДС:

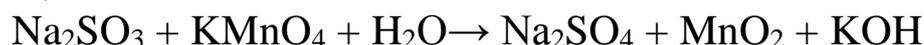
$$\text{ЭДС} = E^0_{\text{ок}} - E^0_{\text{восст}};$$

- 1) ЭДС = +1,51 – 1,36 = +0,15
- 2) ЭДС = +1,36 – 1,36 = 0
- 3) ЭДС = +0,54 – 1,51 = -0,97

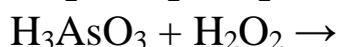
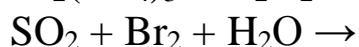
Для самопроизвольного протекания окислительно – восстановительной реакции необходимо, чтобы разность потенциалов была величиной положительной. В нашем случае это условие соблюдается в первом случае, т. е. окислить хлорид-ион до свободного хлора можно только перманганат-ионами в кислой среде.

Вариант 1

1. Приведите примеры окислительно-восстановительных процессов в биологических системах.
2. Определите эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции:



3. Закончите уравнения реакций:



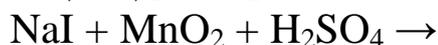
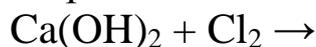
Вариант 2

1. На примерах восстановления перманганата калия покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.
2. Выделите типичные окислители, восстановители и вещества, способные проявить оба свойства: HClO , NaNO_3 , MnO_2 , NH_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KCrO_2
3. Закончите уравнения реакций:



Вариант 3

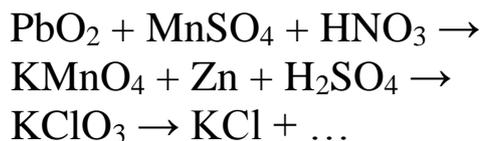
1. Что лежит в основе электронно-ионного метода составления уравнений? В каких случаях целесообразно пользоваться только этим методом?
2. Чему равна эквивалентная масса перманганата калия в окислительно-восстановительных реакциях, где он восстанавливается до: а) Mn^{2+} ; б) диоксида марганца; в) манганата калия?
3. Закончите уравнения реакций:



Вариант 4

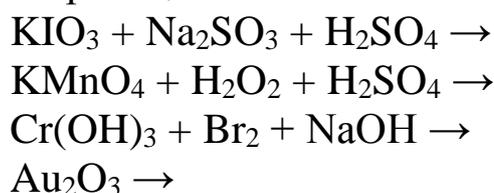
1. По каким признакам можно отнести то или иное вещество только к окислителям, только к восстановителям или к веществам, проявляющим двойственность свойств? Приведите примеры.
2. Можно ли восстановить сульфат железа (III) в сульфат железа (II): а) раствором H_2SO_3 ; б) железными опилками?
3. Закончите уравнения реакций:





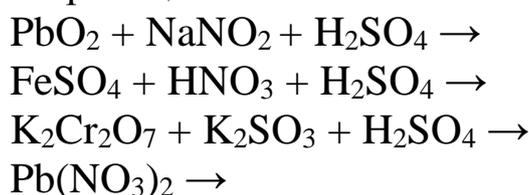
Вариант 5

1. Покажите на примерах, как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений элемента в зависимости от его степени окисления.
2. Могут ли одновременно находиться в растворе кислоты H_2SeO_3 и HI ?
3. Закончите уравнения реакций:



Вариант 6

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Приведите примеры. Как классифицируются эти реакции?
2. Рассчитайте эквивалентные массы серной кислоты для окислительно-восстановительных процессов, происходящих при действии концентрированных растворов на Zn , Cu и Mg .
3. Закончите уравнения реакций:



Вариант 7

1. Дайте определение следующим понятиям: «процесс окисления и процесс восстановления; окислитель и восстановитель».
2. Приведите примеры соединений азота, хлора, марганца, которые могут проявлять: только окислительные свойства; только восстановительные свойства. Написать их формулы.

3. Закончите уравнения реакций:



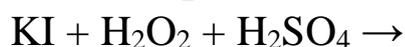
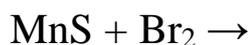
Вариант 8

1. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства простых веществ в зависимости от положения соответствующих элементов в периодической системе Д. И. Менделеева? Приведите примеры типичных окислителей и восстановителей.
2. Какие из нижеприведенных окислителей способны окислить Fe(II) в Fe(III): а) KMnO_4 в кислой среде; б) Br_2 , восстанавливаясь до бромид-ионов; в) I_2 , восстанавливаясь до иодид-ионов?
3. Закончите уравнения реакций:



Вариант 9

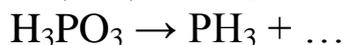
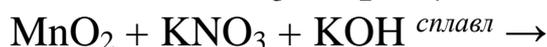
1. По каким признакам можно отнести то или иное вещество только к окислителям, только к восстановителям или к веществам, проявляющим двойственность свойств?
2. Требуется определить, можно ли использовать для окисления F^- , Br^- , I^- -ионов в качестве окислителя ион Fe^{3+} ?
3. Закончите уравнения реакций:



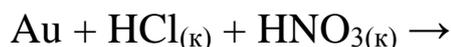
Вариант 10

1. Могут ли быть окислительно-восстановительные реакции разложения, соединения, замещения и обмена? Приведите примеры.
2. Перманганат калия можно получить по реакции:

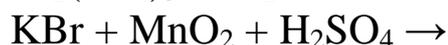
$$2 \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 = 2 \text{KMnO}_4 + 2 \text{KCl}.$$
 Можно ли вместо хлора применить бром и иод?
3. Закончите уравнения реакций:

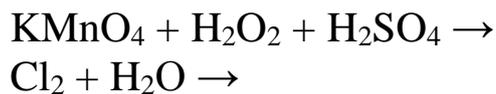
**Вариант 11**

1. Что лежит в основе электронно-ионного метода составления уравнений? В каких случаях целесообразно пользоваться только этим методом?
2. Какие из указанных ниже веществ могут проявлять: только окислительные свойства; только восстановительные свойства; как окислительные, так и восстановительные свойства: H_2O_2 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI , H_2SO_3 ?
3. Закончите уравнения реакций:

**Вариант 12**

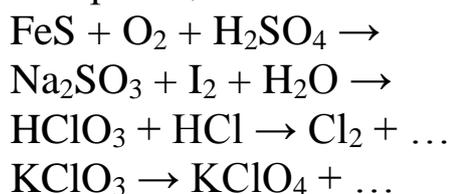
1. На примерах перманганата калия покажите влияние среды на продукты его восстановления.
2. Могут ли одновременно находиться в растворе кислоты H_2SeO_3 и HI ?
3. Закончите уравнения реакций:





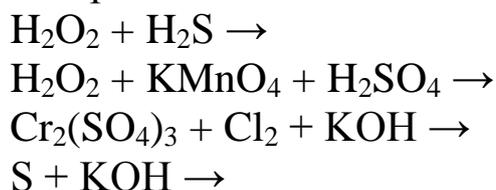
Вариант 13

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Приведите примеры. Как классифицируются эти реакции?
2. Двоокись марганца в кислой среде восстанавливается до Mn^{2+} . Вычислите эквивалентную массу MnO_2 .
3. Закончите уравнения реакций:



Вариант 14

1. Дайте определение следующим понятиям: процесс окисления и процесс восстановления; окислитель и восстановитель.
2. Устойчив ли перманганат калия в неподкисленном растворе сульфата марганца (II)?
3. Закончите уравнения реакций:



Вариант 15

1. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства простых веществ в зависимости от соответствующих элементов в периодической системе Д.И. Менделеева? Приведите примеры типичных окислителей и восстановителей.
2. Какая кислота выполняет в реакции $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3$ функцию окислителя, а какая – восстановителя?
3. Закончите уравнения реакций:



43



ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 5. Энергетика химических процессов

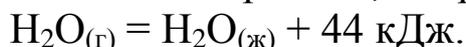
Раздел химической термодинамики, в котором изучают теплоты химических реакций и зависимость их от различных физико-химических параметров, называется *термохимией*. В термохимии пользуются *термохимическими уравнениями* реакций, в которых обязательно указывают агрегатное состояние вещества, а тепловой эффект реакции рассматривают как один из продуктов взаимодействия. Например, реакция образования воды из простых веществ может быть выражена термохимическим уравнением:



Это значит, что при образовании 1 моль газообразной воды выделяется 242 кДж теплоты. При этом изменение энтальпии $\Delta H = -242$ кДж, т. е. $Q = -\Delta H$, но $|Q| = |\Delta H|$.

Противоположные знаки величин ΔH и Q означают, что энтальпия характеризует тепловые изменения в системе, а теплота – в окружающей среде.

При *экзотермическом процессе* $Q > 0$, $\Delta H < 0$, а при *эндотермическом* $Q < 0$, $\Delta H > 0$. Важность учета агрегатного состояния объясняется тем, что переход из одного агрегатного состояния в другое связан с энергетическими затратами, например:



Следовательно, тепловой эффект образования жидкой воды отличается от газообразной на величину теплоты испарения:



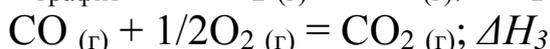
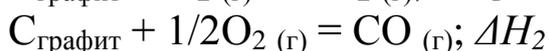
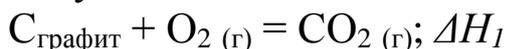
Тепловые эффекты реакции можно не только измерять, но и рассчитывать по *закону Гесса* (этот закон был установлен экспериментально в 1840 г. русским химиком Г. И. Гессом):

Тепловой эффект химической реакции, проходящей либо при постоянном объеме, либо при постоянном давлении, не зависит, от числа промежуточных стадий (пути протекания процесса), а определяется только состоянием исходных веществ и продуктов реакции.

Гесс подразумевал под тепловым эффектом реакции теплоту, которая поглощается или выделяется в результате реакции в случае, если температуры исходных веществ и продуктов реакции равны. Это утверждение является прямым следствием первого закона термодинамики.

На основе закона Гесса изменения энтальпии, внутренней энергии и других функций состояния можно вычислить двумя путями.

1) ΔH реакции можно рассчитать, зная изменение энтальпии на промежуточных стадиях:



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

2) ΔH реакции можно рассчитать, используя величины **энтальпий образования** реагирующих веществ и продуктов реакции.

Под **энтальпией образования** понимают тепловой эффект реакции образования 1 моль соединения из простых веществ, находящихся в наиболее устойчивой модификации, при стандартных условиях: температуре 25 °С (298,15 К) и давлении 1 атм (101 325 Па или 760 мм рт. ст.). Энтальпия образования простого вещества принята равной нулю. Стандартные энтальпии образования веществ ($\Delta H_{f,298}^{\circ}$) приведены в приложении. Зная энтальпии образования всех исходных веществ и продуктов реакции, можно вычислить изменение энтальпии любой реакции ΔH_f° в стандартных условиях (*следствие из закона Гесса*): **тепловой эффект реакции ($\Delta H_{\text{хим.р-ции}}^{\circ}$) равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ (ΔH_f°) с учетом стехиометрических коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции:**

$$\Delta H_f^{\circ} = \sum n_i \Delta H_{f \text{ прод.}}^{\circ} - \sum n_j \Delta H_{f \text{ исх.}}^{\circ},$$

где n_i и n_j – стехиометрические коэффициенты перед формулами продуктов реакции и исходных веществ соответственно.

Таким образом, не прибегая к эксперименту, можно определить тепловой эффект процесса. Но чтобы ответить на наиболее важный вопрос: пойдет ли процесс самопроизвольно, используют функцию состояния – **энтропию (S)**.

Энтропия – мера неупорядоченности системы ($S_{(m)} < S_{(ж)} < S_{(г)}$).

Второй закон (начало) термодинамики был сформулирован в середине XIX в виде нескольких постулатов. С использованием понятия энтропии он звучит так:

В изолированных системах самопроизвольно идут процессы, при которых происходит увеличение энтропии ($\Delta S_{\text{изолир.}} > 0$).

Для ее вычисления может быть формально применен закон Гесса:

$$\Delta S^0_{\text{хим.р-ции}} = \sum n_i S^0_{\text{прод.}} - \sum n_j S^0_{\text{исх.}}$$

Энтропия увеличивается с повышением температуры, S выражается в Дж/(моль·К).

Итак, направление самопроизвольного процесса определяется действием двух факторов:

1) стремлением системы к состоянию с наименьшей внутренней энергией (в случае изобарных процессов – с наименьшей энтальпией - ΔH);

2) стремлением системы к увеличению беспорядка (увеличению энтропии - ΔS).

Первая тенденция растет с понижением температуры, а вторая – с ее повышением.

Чтобы оценить суммарное действие этих факторов, приведем обе величины к одинаковой размерности, умножив ΔS на T , и возьмем их с противоположным знаком, чтобы отразить различное направление факторов. Получим функцию состояния (ΔG), связывающую ΔH и ΔS , которая называется **энергией Гиббса**:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S.$$

ΔG зависит от природы вещества, его количества и температуры.

Как и в случае ΔH и ΔS , изменение энергии Гиббса в результате химической реакции можно вычислить по разнице:

$$\Delta G^0_{\text{хим.р-ции}} = \sum n_i \Delta G^0_{f \text{ прод.}} - \sum n_j \Delta G^0_{f \text{ исх.}}$$

Мерой химического средства является убыль энергии Гиббса ΔG . Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения ΔG .

- Если $\Delta G < 0$, процесс принципиально осуществим.

- Если $\Delta G > 0$, процесс самопроизвольно проходить не может.
- В состоянии равновесия $\Delta G = 0$ и $\Delta H = T\Delta S$.

Из соотношения $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ видно, что самопроизвольно могут протекать и процессы, для которых $\Delta H > 0$ (эндотермические).

- Это возможно, если $\Delta S > 0$ и $\Delta H < T\Delta S$, тогда $\Delta G < 0$.
- С другой стороны, экзотермические реакции ($\Delta H < 0$) самопроизвольно не протекают при $\Delta S < 0$ и $T\Delta S < \Delta H$, так как в этих случаях $\Delta G > 0$.

Задачи с решением

Пример 1. Выделением или поглощением тепла сопровождается термическое разложение хлорида аммония?

Решение. Реакция выражается уравнением $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$, поэтому для неё

$$\Delta H^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298}(\text{NH}_3) + \Delta H^{\circ}_{298}(\text{HCl}) - \Delta H^{\circ}_{298}(\text{NH}_4\text{Cl}) = -46,2 - 92,2 - (-314,2) = +175,8 \text{ кДж/моль.}$$

Таким образом, термическое разложение хлорида аммония является реакцией эндотермической.

Пример 2. Теплота сгорания графита до CO_2 и теплота сгорания CO до CO_2 :

$$1) \text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2, \Delta H^{\circ}_{298 (1)} = -393,5 \text{ кДж/моль,}$$

$$2) \text{CO} + 0,5 \text{O}_2 = \text{CO}_2, \Delta H^{\circ}_{298 (2)} = -283 \text{ кДж/моль.}$$

Определите тепловой эффект реакции:

$$3) \text{C} + 0,5 \text{O}_2 = \text{CO}, \Delta H^{\circ}_{298 (3)} - ?$$

Решение. $\Delta H^{\circ}_{298 (1)} = \Delta H^{\circ}_{298 (2)} + \Delta H^{\circ}_{298 (3)} = \Delta H^{\circ}_{298 (1)} - \Delta H^{\circ}_{298 (2)} = -393,5 - (-283) = -110,5 \text{ кДж.}$

Пример 3. Возможно ли осуществление процесса восстановления железа из оксида Fe_2O_3 действием водорода при стандартных условиях $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{к}) + 3 \text{H}_2 (\text{г}) = 2 \text{Fe} (\text{к}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$?

Решение. Из таблицы термодинамических величин берем значения ΔH°_f , 298 и S°_{298} для всех веществ с учетом агрегатного состояния, участвующих в реакции.

По закону Гесса вычисляем ΔH°_{298} реакции:

$$\Delta H^{\circ}_{298} = 3\Delta H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^{\circ}_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3(-285,8) - (-822,0) = -857,4 + 822,0 = -35,4 \text{ кДж/моль.}$$

По закону Гесса вычисляем ΔS°_{298} реакции:

$$\Delta S^{\circ}_{298} = 3S^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}) + 2S^{\circ}_{298}(\text{Fe}) - (S^{\circ}_{298}(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3S^{\circ}_{298}(\text{H}_2)) = (3 \cdot 70,1 + 2,27 \cdot 2) - 987,0 + 3 \cdot 130,5 = -213,8 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

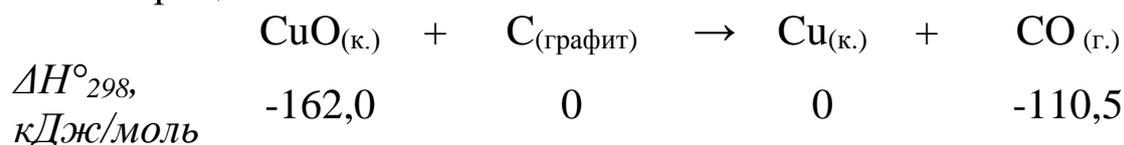
По найденным данным вычисляем ΔG°_{298} реакции:

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298} - T \cdot \Delta S^{\circ}_{298} = -35,4 + 298 \cdot 213,8 \cdot 10^{-3} = 28,34 \text{ кДж/моль.}$$

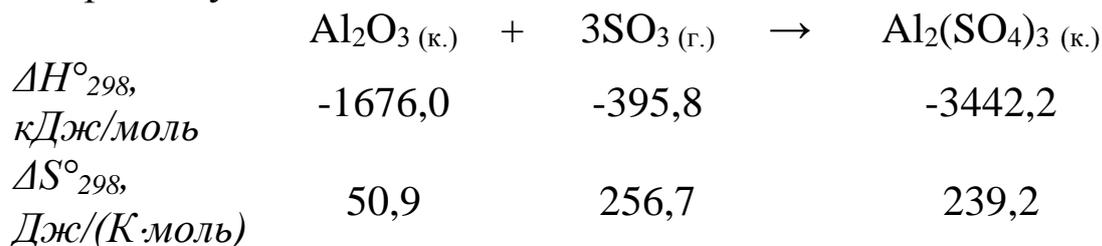
Положительное значение ΔG°_{298} реакции указывает на невозможность восстановления Fe_2O_3 водородом при стандартных условиях.

Вариант 1

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически неустойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:

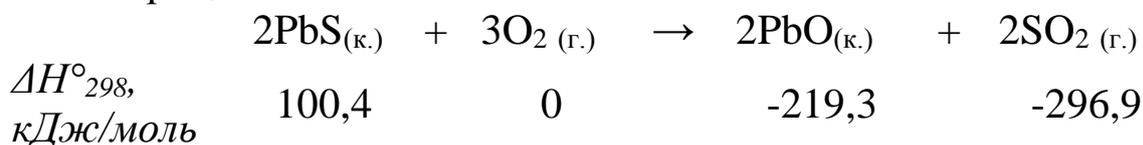


3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса: $\text{C}_{(\text{т})} + \text{O}_2_{(\text{г})} = 2 \text{CO}_{(\text{г})}$.
4. Укажите, при каких температурах (высоких или низких) возможно протекание реакций, для которых: $\Delta H > 0, \Delta S > 0$.
5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при стандартных условиях:

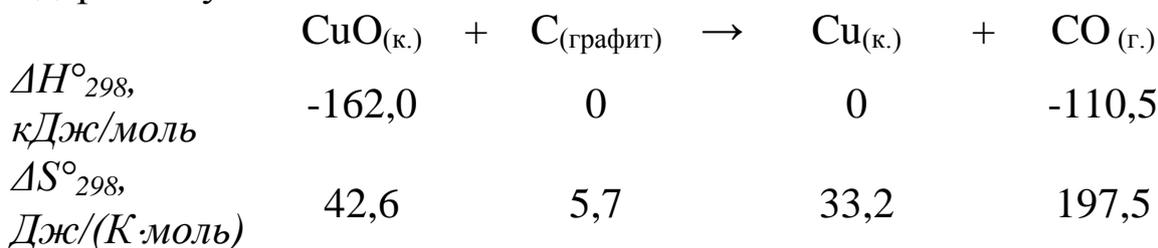


Вариант 2

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически устойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:

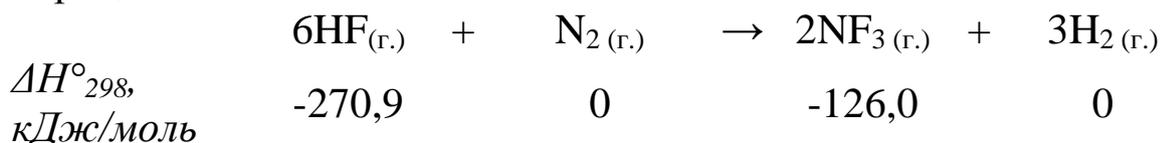


3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса: $2\text{NO}_{2(\text{г.})} = \text{N}_2\text{O}_{4(\text{г.})}$.
4. Укажите, при каких температурах (высоких или низких) возможно протекание реакций, для которых: $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$.
5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при стандартных условиях:



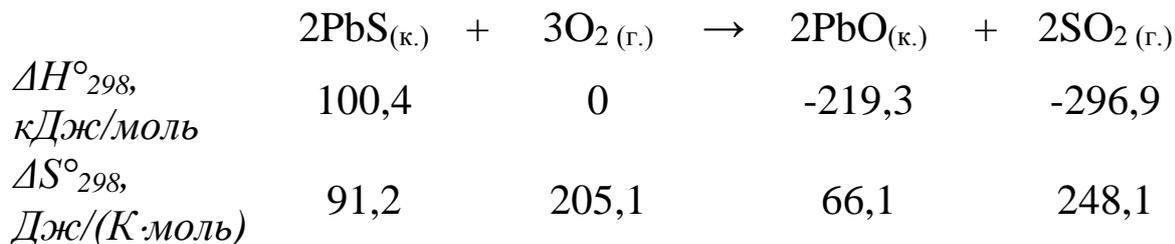
Вариант 3

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически неустойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:



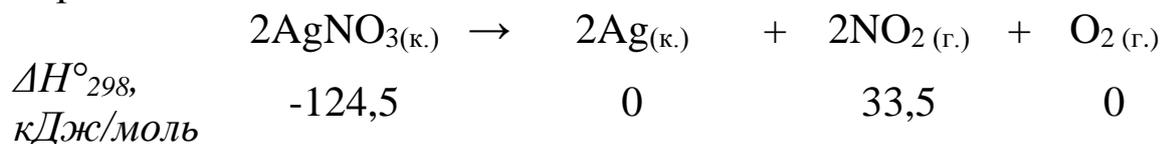
3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса: $\text{FeO}_{(\text{т.})} + \text{H}_{2(\text{г.})} = \text{Fe}_{(\text{т.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})}$.
4. Укажите, при каких температурах (высоких или низких) возможно протекание реакций, для которых: $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$.

5. Возможно ли осуществление процесса при стандартных условиях:

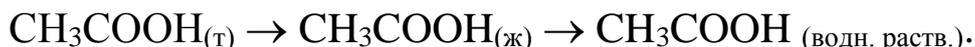


Вариант 4

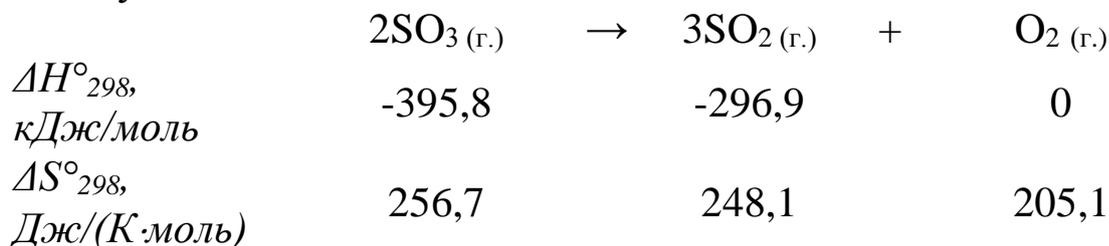
1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически устойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:



3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса:



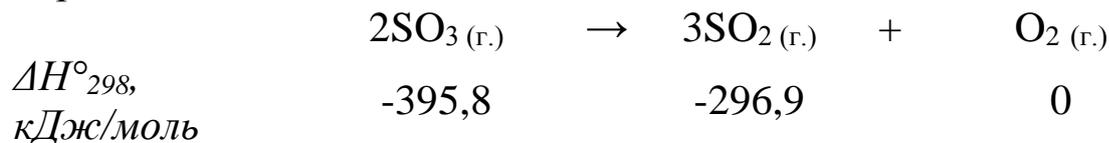
4. Укажите, при каких температурах (высоких или низких) возможно протекание реакций, для которых: $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$.
5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при стандартных условиях:



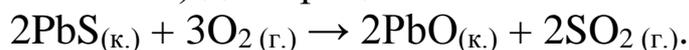
Вариант 5

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически неустойчивые в стандартных условиях.

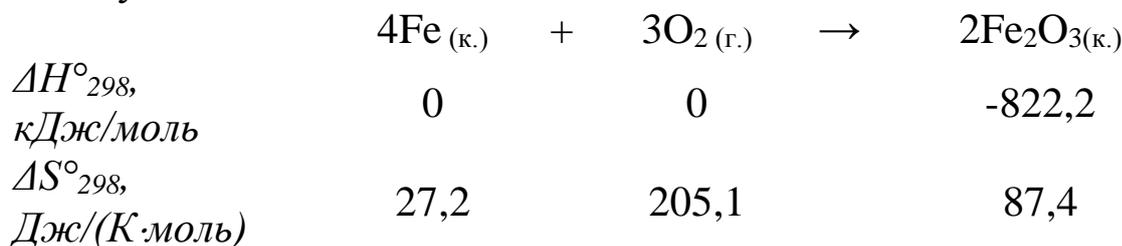
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:



3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса:

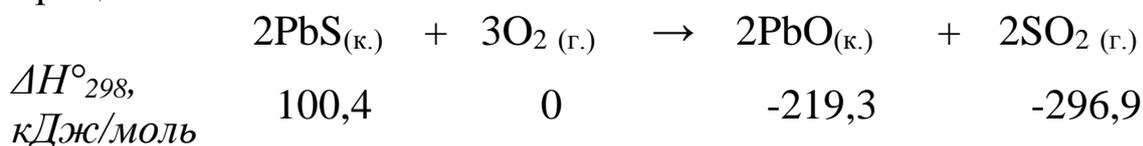


4. Укажите, при каких температурах (высоких или низких) возможно протекание реакций, для которых: $\Delta Q > 0$, $\Delta S < 0$.
5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при стандартных условиях:

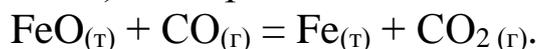


Вариант 6

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически устойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:



3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса:



4. Укажите, при каких температурах (высоких или низких) возможно протекание реакций, для которых: $\Delta Q < 0$, $\Delta S < 0$.
5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при стандартных условиях:

	$2\text{AgNO}_{3(\text{к.})}$	\rightarrow	⁵² $2\text{Ag}_{(\text{к.})}$	$+$	$2\text{NO}_{2(\text{г.})}$	$+$	$\text{O}_{2(\text{г.})}$
ΔH°_{298} , кДж/моль	-124,5		0		33,5		0
ΔS°_{298} , Дж/(К·моль)	140,9		42,7		240,2		205,1

Вариант 7

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически неустойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:

	$6\text{HF}_{(\text{г.})}$	$+$	$\text{N}_{2(\text{г.})}$	\rightarrow	$2\text{NF}_{3(\text{г.})}$	$+$	$3\text{H}_{2(\text{г.})}$
ΔH°_{298} , кДж/моль	-270,9		0		-126,0		0

3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса: $4\text{Fe}_{(\text{к.})} + 3\text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к.})}$.
4. Укажите, при каких температурах (высоких или низких) возможно протекание реакций, для которых: $\Delta Q < 0$, $\Delta S < 0$.
5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при стандартных условиях:

	$\text{NH}_{3(\text{г.})}$	$+$	$\text{HCl}_{(\text{г.})}$	\rightarrow	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к.})}$
ΔH°_{298} , кДж/моль	-92,3		-46,2		-314,4
ΔS°_{298} , Дж/(К·моль)	186,8		192,5		94,6

Вариант 8

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически устойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:

	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})}$	$+$	$\text{C}_{(\text{графит})}$	\rightarrow	$\text{H}_{2(\text{г.})}$	$+$	$\text{CO}_{(\text{г.})}$
ΔH°_{298} ,	-241,8		0		0		-110,5

кДж/моль

- Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса: $\text{NH}_3(\text{г.}) + \text{HCl}(\text{г.}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к.})$
- Выясните, возможно протекание реакций, для которых: $\Delta Q < 0$, $\Delta S < 0$ при высоких температурах.
- Выясните, возможно ли осуществление процесса при стандартных условиях:

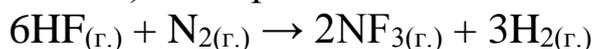
	$6\text{HF}(\text{г.})$	+	$\text{N}_2(\text{г.})$	\rightarrow	$2\text{NF}_3(\text{г.})$	+	$3\text{H}_2(\text{г.})$
ΔH°_{298} , кДж/моль	-270,9		0		-126,0		0
ΔS°_{298} , Дж/(К·моль)	173,5		191,5		260,6		130,5

Вариант 9

- Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически неустойчивые в стандартных условиях.
- Выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:

	$\text{NH}_3(\text{г.})$	+	$\text{HCl}(\text{г.})$	\rightarrow	$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{к.})$
ΔH°_{298} , кДж/моль	-92,3		-46,2		-314,4

- Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса:

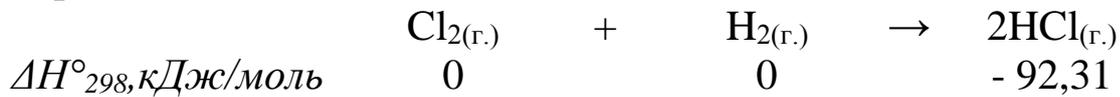


- Выясните, возможно ли протекание реакций, для которых: $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$ при высоких температурах.
- Выясните, возможно ли осуществление процесса при стандартных условиях:

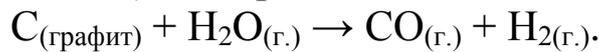
	$\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$	+	$\text{C}(\text{графит})$	\rightarrow	$\text{H}_2(\text{г.})$	+	$\text{CO}(\text{г.})$
ΔH°_{298} , кДж/моль	-241,8		0		0		-110,5
ΔS°_{298} , Дж/(К·моль)	188,7		5,7		130,5		197,5

Вариант 10

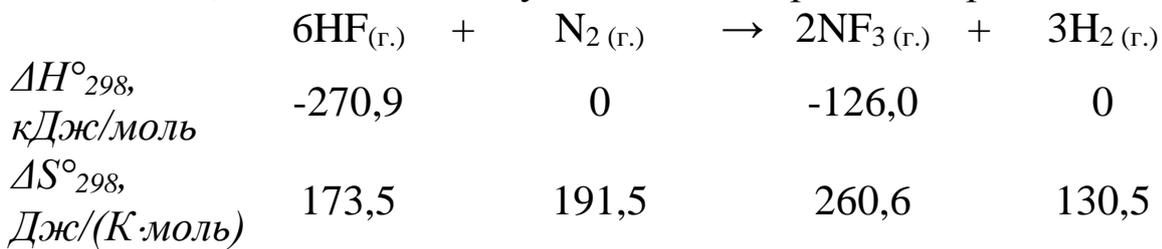
1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически устойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:



3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса:



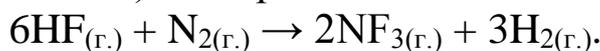
4. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$ система находится в равновесии?
5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при $T = 660 \text{ К}$:

**Вариант 11**

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически неустойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:

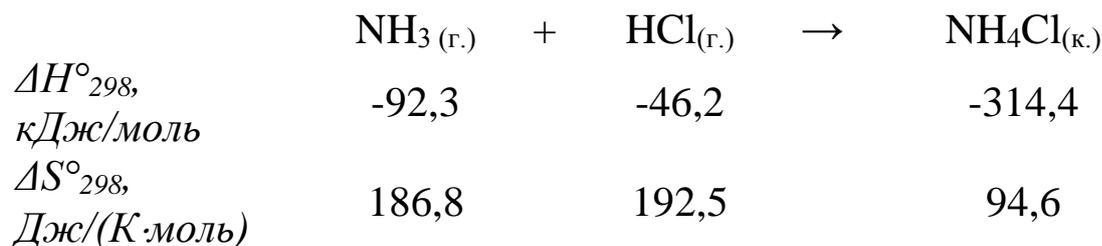


3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса:



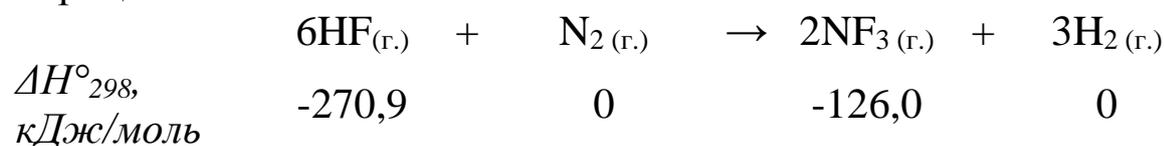
4. Выясните, возможно ли протекание реакций, для которых: $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$ при низких температурах.

5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при $T = 380$ К:



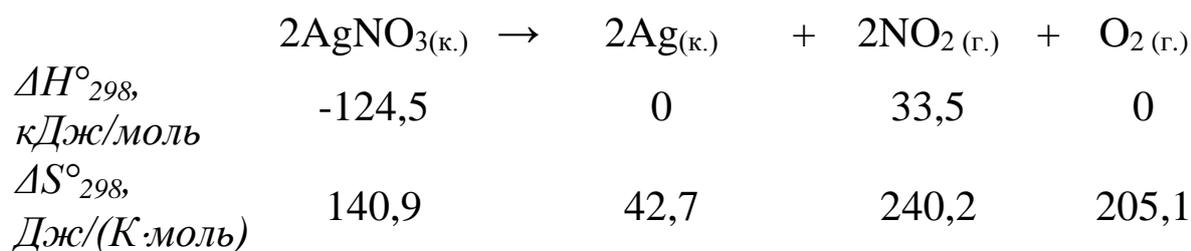
Вариант 12

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически устойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:



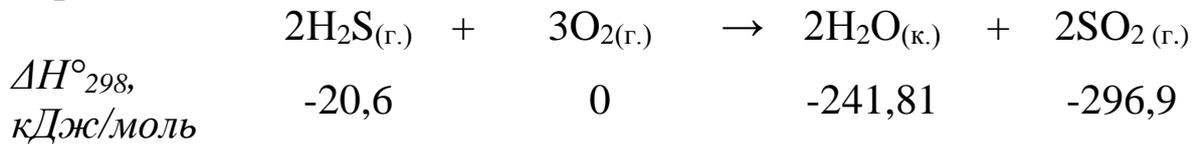
3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса:
 4. NH_3 (г.) + HCl (г.) \rightarrow NH_4Cl (к.)
4. Выясните, возможно ли протекание реакций, для которых: $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$ при низких температурах.

5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при $T = 250$ К:

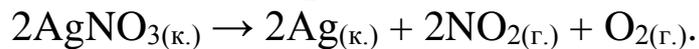


Вариант 13

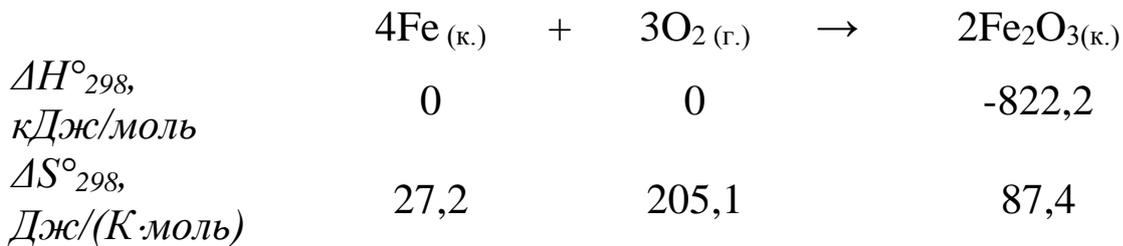
1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически неустойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:



3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса:

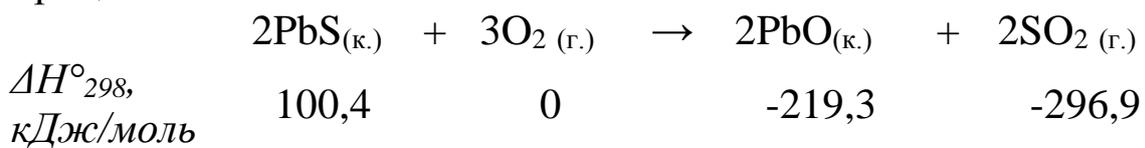


4. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$ химических процесс направлен в сторону экзотермической реакции?
5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при $T = 970$ К:



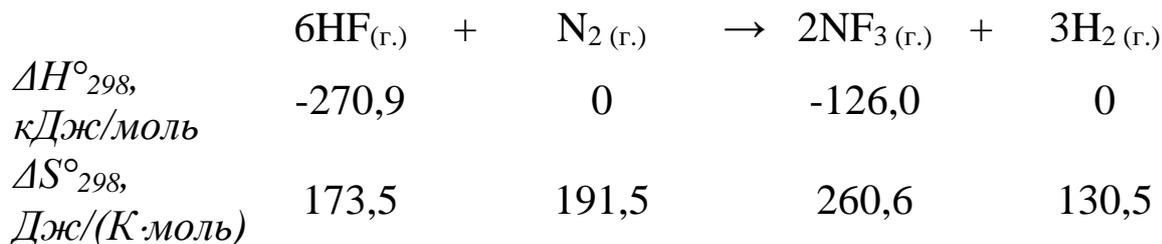
Вариант 14

1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически устойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:



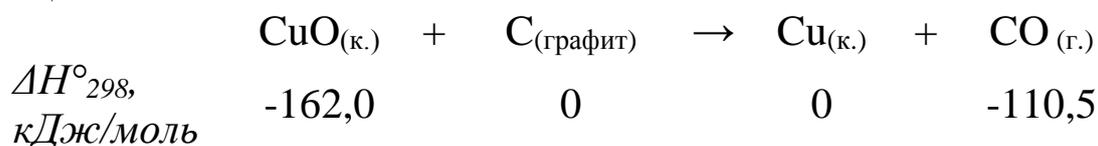
3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса: $4\text{Fe}_{(\text{к.})} + 3\text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к.})}$.
4. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$ химический процесс направлен в сторону эндотермической реакции?

5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при $T = 450$ К:

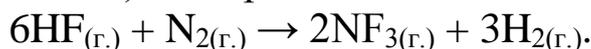


Вариант 15

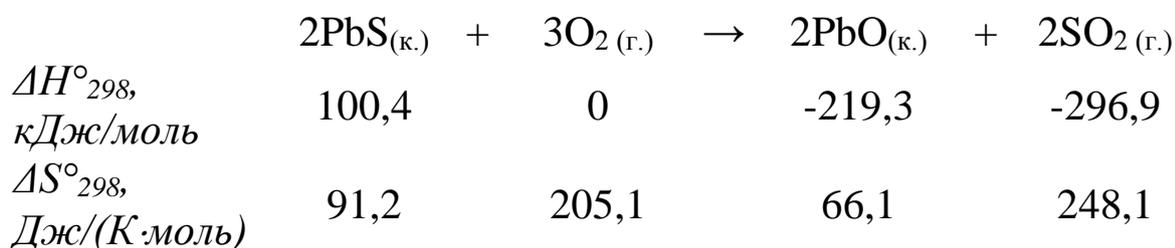
1. Найдите по справочным данным (приложение) вещества, термодинамически неустойчивые в стандартных условиях.
2. Выясните, выделением или поглощением тепла сопровождается процесс:



3. Укажите, как изменяется энтропия (уменьшается, увеличивается, почти не меняется) для процесса:



4. Возможно ли самопроизвольное протекание прямой реакции, если при положительном значении ΔS $\Delta H > T\Delta S$?
5. Выясните, возможно ли осуществление процесса при $T = 320$ К:



ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 6. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие

Задачи с решением

Пример 1. Как изменится скорость химической реакции



Если уменьшить объем газовой смеси в три раза?

Решение. Запишем уравнение скорости реакции

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

В результате уменьшения объема концентрация каждого из реагирующих веществ возрастет в три раза и скорость реакции станет равна:

$$v_1 = k \cdot (3[\text{NO}])^2 \cdot (3[\text{O}_2]) = 27k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Скорость реакции возрастет в 27 раз.

Пример 2. Как изменится скорость химической реакции при повышении температуры от 10 до 50 °С, если температурный коэффициент равен 3?

Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; \quad \frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

Рассчитываем $\Delta t = t_1 - t_2 = 50 - 10 = 40$. И находим отношение

скоростей реакции: $\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 3^4 = 81$.

Скорость реакции увеличится в 81 раз.

Пример 3. Обратимая реакция выражается уравнением

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. В момент равновесия концентрации веществ были: $[\text{SO}_2] = 0,02$ моль/л; $[\text{SO}_3] = 0,03$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,04$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации кислорода и SO_2 .

Решение. Константа равновесия данной реакции выражается уравнением:

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}; \quad K = \frac{0,03^2}{0,02^2 \cdot 0,04} = 56,25$$

Из химического уравнения видно, что отношение молей 2 : 1 : 2. Следовательно, на образование 0,03 моль триоксида серы пошло столько же молей диоксида серы, а кислорода в два раза меньше, т. е. $0,03 : 2 = 0,015$ моль. Таким образом, исходные концентрации веществ равны:

$$C(SO_2) = 0,02 + 0,03 = 0,05 \text{ моль/л,}$$

$$C(O_2) = 0,04 + 0,015 = 0,055 \text{ моль/л.}$$

Пример 4. Вычислить равновесные концентрации водорода и иода, если известно, что их начальные концентрации составляли 0,02 моль/л, а равновесная концентрация HI – 0,03 моль/л. Вычислить константу равновесия.

Решение. Из уравнения реакции $H_2 + I_2 \Leftrightarrow 2HI$ видно, что на образование 0,03 моль HI расходуется водорода ($C'(H_2)$) в двое меньше и столько же иода ($C'(I_2)$):

$$C'(H_2) = \frac{0,03}{2} = 0,015 \text{ моль/л,}$$

$C'(I_2) = \frac{0,03}{2} = 0,015 \text{ моль/л,}$ следовательно, их равновесные концентрации равны и составляют: $[H_2] = C(H_2) - C'(H_2) = 0,02 - 0,015 = 0,005 \text{ моль/л,}$
 $[I_2] = C(I_2) - C'(I_2) = 0,02 - 0,015 = 0,005 \text{ моль/л.}$

Константа равновесия данной реакции выражается уравнением:

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}. \quad \text{Вычисляем константу равновесия } K = \frac{0,03^2}{0,005 \cdot 0,005} = 36.$$

Пример 5. Выяснить, в каком направлении сместится равновесие в системах а) $COCl_2(г.) \Leftrightarrow CO(г.) + Cl_2(г.)$, $\Delta H = 113$ кДЖ, если повысить температуру системы;

б) $H_2(г.) + I_2(г.) \Leftrightarrow 2HI(г.)$, если при неизменной температуре увеличить давление путем уменьшения объема газовой смеси.

Решение. а) Данная реакция эндотермична, т. е. протекает с поглощением теплоты, следовательно, при повышении температуры системы равновесие сместится вправо.

б) Протекание реакции не сопровождается изменением числа молей газов и не приводит, следовательно, к изменению давления. В этом случае изменение давления не вызывает смещения равновесия.

Вариант 1

1. Дайте определение гомогенной химической реакции. Что такое скорость реакции в данный момент и средняя скорость реакции?
2. При взаимодействии SO_2 и O_2 концентрация последнего уменьшилась за 1 час на 0,25 моль/л. Как изменится при этом концентрация SO_2 и чему равна средняя скорость реакции?
3. Две реакции протекают при 25 °С с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2,0, а второй – 2,5. Найдите отношение скоростей этих реакций при 50 °С.
4. Исходные концентрации оксида углерода (II) и паров воды равны 0,08 моль/л. Вычислите равновесные концентрации CO , H_2O и H_2 в системе $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$; если равновесная концентрация CO_2 оказалась равной 0,05 моль/л. Рассчитайте константу равновесия реакции.
5. В какую сторону сместится равновесие обратимых реакций:

$$\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}, \Delta H = -43 \text{ ккал},$$

$$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2, \Delta H = +75 \text{ кДж}$$
 а) при повышении температуры;
 б) при понижении температуры;
 в) при понижении давления?

Вариант 2

1. Дайте определение скорости химической реакции. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
2. Концентрации исходных веществ до начала реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ были равны 0,02 и 0,01 моль/л, соответственно. Константа скорости реакции 0,2. Вычислите скорость реакции в начальный момент времени и в момент, когда концентрация кислорода стала равной 0,005 моль/л. Какова концентрация не прореагировавшего NO ?
3. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов, скорость реакции возрастает в 15,6 раза?

4. Равновесие реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ установилось при следующей концентрации участвующих в ней веществ: $[\text{H}_2] = 0,004$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,25$ моль/л; $[\text{HI}] = 0,08$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации водорода и йода.
5. Выясните, как повлияет понижение температуры и давления на равновесие следующих обратимых реакций:
- $$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3, \Delta H = -924 \text{ кДж};$$
- $$2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4, \Delta H = +58,4 \text{ кДж}.$$

Вариант 3

1. Сформулируйте закон действия масс. Охарактеризуйте условия его применения.
2. Начальные концентрации исходных веществ в реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ были равны 1,6 моль/л и 1,2 моль/л, соответственно. Найдите концентрации этих веществ в момент, когда образовалось 0,6 моль/л SO_3 . Какова средняя скорость реакции по SO_3 , если на образование 0,6 моль/л SO_3 потребовалось 10 сек?
3. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитайте через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при 200°C .
4. Равновесие реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ установилось при концентрации $[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = [\text{COCl}_2] = 0,011$ моль/л. Определите константу равновесия и исходные концентрации оксида углерода (II) и хлора.
5. Выясните, как повлияет понижение температуры и давления на равновесие следующих обратимых реакций:
- $$\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2, \Delta H = +112,5 \text{ кДж},$$
- $$2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2, \Delta H = -113 \text{ кДж}.$$

Вариант 4

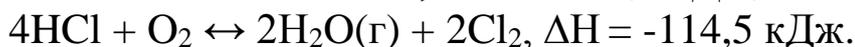
1. Если для двух реакций: а) одинаковы концентрации реагирующих веществ и температуры, то чем определяется различие в

- их скорости; б) одинаковы константы скорости, то при каких условиях будут одинаковы их скорости?
2. Константа скорости реакции $A + B = C$ равна 0,3. Начальные концентрации составляют $A_0 = 0,04$ моль/л, $B_0 = 0,06$ моль/л. Найдите скорость реакции к моменту времени, когда концентрация вещества А уменьшится на 0,01 моль/л. Какова концентрация вещества В в этот момент?
 3. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость: а) при повышении температуры от 60 до 100 °С; б) при охлаждении реакционной смеси от 50 до 30 °С?
 4. Константа равновесия реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ равна 0,1 при 673 °К. Равновесные концентрации $[N_2] = 0,6$ моль/л и $[NH_3] = 0,18$ моль/л. Вычислите начальную и равновесную концентрацию водорода.
 5. Выясните, как повлияет изменение давления и температуры на равновесие следующих обратимых реакций:
 $2CO \leftrightarrow CO_2 + C_{(тв)}, \Delta H = -172,5$ кДж,
 $2H_2S \leftrightarrow 2H_2 + S_{(тв)}, \Delta H = +169,4$ кДж.

Вариант 5

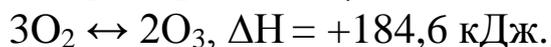
1. Выясните, от каких ниже факторов зависит константа скорости химических реакции: температура, энергия активации, концентрация реагирующих веществ, наличие катализатора.
2. Начальная концентрация исходных веществ в системе
 $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ была равна $CO - 0,3$ моль/л и $0,2$ моль/л – Cl_2 . Во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрацию CO повысить до 0,6 моль/л, а концентрация Cl_2 – до 1,2 моль/л?
3. При повышении температуры на 20 °С скорость реакции возросла в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции и во сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры на 30 °С?
4. Определите равновесную концентрацию водорода в реакции $2HI \leftrightarrow I_2 + H_2$, если исходная концентрация HI составляет 0,55 моль/л, а константа равновесия $K = 0,12$.

5. Выясните, как повлияет изменение давления и температуры на равновесие следующих обратимых реакций:



Вариант 6

1. Перечислите способы, которыми можно увеличить или уменьшить скорость данной химической реакции.
2. Концентрации NO и O₂ образующих NO₂, были соответственно равны 0,03 и 0,05 моль/л. Как изменится скорость реакции, если концентрацию O₂ увеличить до 0,1, а NO – до 0,06 моль/л?
3. Реакция при температуре 50 °С протекает за 2 минуты 15 сек. За сколько кончится эта реакция при температуре 70 °С, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
4. Обратимая реакция выражается уравнением $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$. Константа равновесия равна 1. Начальные концентрации: $\text{A}_0 = 3$ моль/л и $\text{B}_0 = 2$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации всех участвующих в реакции веществ.
5. Выясните, в каком направлении будет смещаться равновесие с повышением температуры и давления для следующих обратимых реакций:



Вариант 7

1. От каких факторов зависит скорость химических реакций? Дайте определение закона действующих масс. В равенствах, выражающих этот закон, отражена ли зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ?
2. Исходные вещества в реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$ взяты в эквивалентных количествах. Как изменится скорость реакции, когда 1/3 йода прореагирует?

3. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
4. В замкнутом сосуде при некоторой температуре протекает обратимая реакция $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$. В данном случае равновесие установилось при следующих концентрациях участвующих в реакции веществ: $[\text{CO}] = 0,04$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,16$; $[\text{H}_2] = 0,08$ и $[\text{CO}_2] = 0,08$ моль/л. Вычислите константу равновесия и определите первоначальные концентрации CO и H₂O.
5. Выясните, в каком направлении будет смещаться равновесие при повышении температуры и давления для следующих обратимых реакций:

$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}), \Delta H = -483,7 \text{ кДж},$$

$$2\text{HBr} \leftrightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2, \Delta H = +72,5 \text{ кДж}.$$

Вариант 8

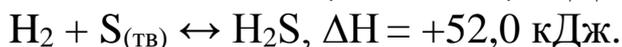
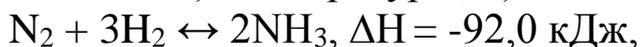
1. Что называют константой скорости? Каков физический смысл этой величины? Зависит ли константа скорости от температуры, природы реагирующих веществ и их концентрации?
2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Начальные концентрации составляют $\text{A}_0 = 0,03$ моль/л; $\text{B}_0 = 0,05$ моль/л. Константа скорости равна 0,4. Найдите начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,01 моль/л.
3. При 400 °С некоторая реакция заканчивается за 10 минут. За какое время она закончится при 350 °С, если температурный коэффициент равен 2?
4. В сосуде находилась смесь трех газообразных веществ с концентрациями: $\text{A}_0 = 1$ моль/л; $\text{B}_0 = 2$ моль/л; $\text{C}_0 = 0,01$ моль/л. По истечении некоторого времени в сосуде установилось химическое равновесие $3\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 2\text{C}$. Определите концентрации всех веществ в момент равновесия, если известно, что концентрация вещества А уменьшилась на 30 %. Вычислите константу равновесия.

5. Выясните, как повлияет: а) повышение давления; б) повышение температуры на равновесие следующих реакций:



Вариант 9

1. Дайте определение правила Вант-Гоффа. Какой формулой выражается это правило? Что такое температурный коэффициент скорости реакции? Какие он может иметь значения?
2. Реакция идет по уравнению $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$. Концентрация реагирующих веществ была (моль/л): $C(\text{CO}) = 0,03$; $C(\text{O}_2) = 0,05$. Как изменится скорость реакции вследствие увеличения концентрации кислорода до 0,1 моль/л и концентрации CO до 0,06 моль/л?
3. Скорость некоторой реакции при охлаждении от 80 до 60 °C уменьшилась в 4 раза. Найдите температурный коэффициент скорости реакции.
4. Обратимая реакция $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ характеризуется константой $K = 1$. Объем системы 1 л. Сколько процентов вещества A прореагировало в процессе достижения равновесия, если в начале реакции система содержала 12 моль вещества A и 8 моль вещества B?
5. Выясните, в какую сторону сдвинется равновесие вследствие увеличения: а) температуры; б) давления:



Вариант 10

1. Какие реакции называют: а) обратимыми, б) необратимыми, в) прямыми и обратными. Приведите примеры и объясните, может ли при каких-то изменениях условий необратимая реакция стать обратимой.
2. Реакция идет по уравнению: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$. Константа скорости этой реакции при 508 °C равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $C(\text{H}_2) = 0,04$; $C(\text{I}_2) = 0,05$.

Вычислите начальную скорость реакции и скорость ее, когда концентрация водорода стала 0,03 моль/л.

3. При температуре 80 °С некоторая реакция заканчивается за 20 минут. За сколько закончится эта же реакция при 50 °С, если $\gamma=2$?
4. Равновесие реакции $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{H}_2\text{O}] = [\text{Cl}_2] = 0,14$; $[\text{HCl}] = 0,2$; $[\text{O}_2] = 0,32$ моль/л. Вычислите константу равновесия и первоначальную концентрацию кислорода в реакционной смеси.
5. Выясните, как повлияет: а) повышение давления; б) понижение температуры, на равновесие следующих обратимых реакций:



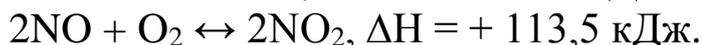
Вариант 11

1. Дайте определение константы скорости химической реакции. Одинаковы или различны значения константы скорости для прямой и обратной реакции? Объясните.
2. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ концентрацию CO увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?
3. При температуре 30 °С реакция протекает за 25 минут, при 50 °С – за 4 минуты. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.
4. Константа равновесия системы $2\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}$ найдена равной 1,21. Равновесные концентрации: $[\text{N}_2] = 0,72$ и $[\text{N}_2\text{O}] = 0,84$ моль/л. Найдите первоначальную и равновесную концентрации кислорода.
5. Выясните, как повлияет: а) повышение температуры; б) понижение давления, на равновесие следующих обратимых реакций:



Вариант 12

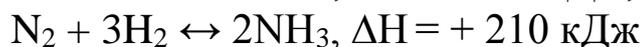
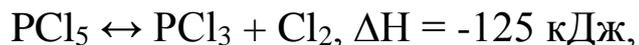
1. Как изменится скорость прямой и обратной реакции во времени от начала реакции? Чем это обусловлено и в какое состояние приводит данную систему?
2. Чему равна скорость химической реакции, если концентрация одного из реагирующих веществ в начальный момент была равна 1,2 моль/л, а через 50 минут стала равной 0,3 моль/л.
3. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 45 °С реакция замедлилась в 25 раз.
4. Константа равновесия реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ равна 0,1 (при 400 °С). Равновесные концентрации: $[\text{H}_2] = 0,2$ моль/л и $[\text{NH}_3] = 0,08$ моль/л. Вычислите начальную и равновесные концентрации азота.
5. Выясните, как повлияет: а) понижение температуры; б) повышение давления, на равновесие следующих обратимых реакций:



Вариант 13

1. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора?
2. Начальная концентрация уксусноэтилового эфира при реакции омыления была равна 0,02 моль/л. Через 25 минут она стала равной 0,005 моль/л. Вычислите скорость реакции.
3. При 393 °К реакция заканчивается за 18 минут. Через какое время эта реакция закончится при 453 °К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
4. Обратимая реакция протекает по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$. В момент равновесия концентрации всех веществ были: $[\text{NO}] = 0,04$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,20$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,16$ моль/л. Вычислите исходные концентрации оксида азота (II) и константу равновесия.

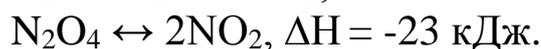
5. Выясните, в какую сторону сместится равновесие обратимых реакций:



- а) при понижении температуры; б) при повышении температуры; в) при повышении давления.

Вариант 14

1. Выясните, что называют химическим равновесием? Почему оно является динамическим? Какие концентрации реагирующих веществ называют равновесными?
2. Скорость реакции $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$, при $\text{C}(\text{A}) = 0,3$ моль/л и $\text{C}(\text{B}) = 0,4$ моль/л, равна $0,012$ моль/(л*мин). Вычислите константу скорости реакции и укажите ее размерность.
3. Константа скорости некоторой реакции при 273 и 298 °К равна соответственно $1,17$ и $6,56$ л/(моль*мин). Найдите температурный коэффициент скорости реакции.
4. Константа равновесия реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ при 850 °С равна единице. Найдите равновесную концентрацию оксида углерода (II), если начальные концентрации равны: $[\text{CO}_2] = 2$ моль/л; $[\text{H}_2] = 10$ моль/л. Вычислите массовую долю углекислого газа, превращаемого в оксид углерода (II).
5. Выясните, каким путем можно повысить выход NO_2 в следующих реакциях:

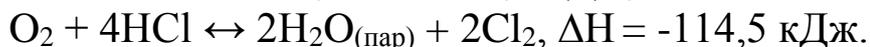
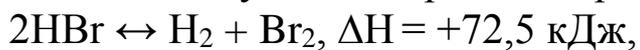


Вариант 15

1. Что называют константой химического равновесия? Зависит ли эта величина от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления?
2. Константа скорости реакции $\text{NO} + \text{O}_3 = \text{NO}_2 + \text{O}_2$ равна $0,1$ л/(моль*мин). Определите скорость реакции при $\text{C}(\text{NO}) = 0,4$ моль/л и $\text{C}(\text{O}_3) = 0,3$ моль/л и среднюю скорость реакции, если

известно, что через 10 минут после начала реакции концентрация O_3 составила 0,15 моль/л.

3. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 5%-ной соляной кислоте при повышении температуры на 32° , если скорость растворения равна 2,8 и температурный коэффициент равен 2,3?
4. В замкнутом сосуде установилось равновесие $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$. Равновесная концентрация кислорода равна 0,12 моль/л. Определите исходную концентрацию NO_2 , если константа равновесия равна 2.
5. Выясните, как повлияет изменение давления и температуры на равновесие следующих обратимых реакций:



ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 7. Реакции в растворах электролитов

Задачи с решением

Пример 1. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. Найти константу диссоциации кислоты.

Решение. Если степень диссоциации значительно меньше единицы, то можно воспользоваться приближенным законом разбавления Оствальда:

$$K = \alpha^2 C_M,$$

где K – константа диссоциации электролита, α – степень диссоциации, C_M – Молярная концентрация электролита, моль/л.

По приведенной формуле находим константу диссоциации:

$$K = \alpha^2 C_M, \quad K = (1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1 = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$

Пример 2. Константа диссоциации HCN равна $7,9 \cdot 10^{-10}$. Найти степень диссоциации синильной кислоты в 0,001 М растворе.

Решение. Поскольку константа диссоциации очень мала, то для расчета можно воспользоваться приближенной формулой закона разбавления Оствальда.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_M}}; \quad \alpha = \sqrt{\frac{7,9 \cdot 10^{-10}}{0,001}} = 8,9 \cdot 10^{-4}.$$

Пример 3. Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты HClO ($K = 5 \cdot 10^{-8}$).

Решение. Концентрации ионов H^+ и ClO^- одинаковы и составляют

$$[H^+] = [ClO^-] = \alpha C_M.$$

Подставим значение степени диссоциации выраженное из закона разбавления Оствальда: $[H^+] = [ClO^-] = C_M \sqrt{\frac{K}{C_M}} = \sqrt{K \cdot C_M}$.

По полученной формуле рассчитываем концентрацию ионов водорода: $[H^+] = \sqrt{5 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 7 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Пример 4. Концентрация ионов водорода в растворе равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Определить рН раствора.

Решение. Водородный показатель рН рассчитывается по следующей формуле: $pH = -\lg[H^+] = -\lg(4 \cdot 10^{-3}) = -(-2,4) = 2,4$.

Пример 5. Определить концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе рН которого равен 4,60.

Решение. Определяем концентрацию ионов водорода из уравнения $pH = -\lg[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4,6} = 2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Для нахождения $[OH^-]$ необходимо определить рОН:

$$pH + pOH = 14; \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 4,6 = 9,4.$$

Рассчитываем концентрацию гидроксид-ионов:

$$pOH = -\lg[OH^-]; \Rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-9,4} = 4 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.}$$

Пример 6. Растворимость гидроксида магния $Mg(OH)_2$ при $18^\circ C$ равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найти произведение растворимости $Mg(OH)_2$ при этой температуре.

Решение. При растворении каждого моля $Mg(OH)_2$ в раствор переходит 1 моль ионов Mg^{2+} и вдвое больше ионов OH^- . Следовательно, в насыщенном растворе $Mg(OH)_2$

$$[Mg^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}; \quad [OH^-] = 2 \cdot 1,7 \cdot 10^{-4} = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Находим произведение растворимости:

$$PP(Mg(OH)_2) = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

Пример 7. Произведение растворимости иодида свинца при $20^\circ C$ равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислить растворимость соли (в моль/л и г/л) при указанной температуре.

Решение. Обозначим искомую растворимость через S (моль/л). Тогда в насыщенном растворе PbI_2 содержится S моль/л ионов Pb^{2+} и $2S$ моль/л ионов I^- . Выразим произведение растворимости через S :

$$PP(PbI_2) = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3, \quad \Rightarrow$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{PP(PbI_2)}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Найдем произведение растворимости в г/л:

$$m = \nu \cdot M, \quad M(\text{PbI}_2) = 461 \text{ г/моль}, \quad m = 1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0,62 \text{ г/л.}$$

Вариант 1

1. Вычислите константу диссоциации уксусной кислоты, если в ее 0,1 М растворе $[\text{H}^+] = 0,00132$ моль/л, $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,0968$ моль/л.
2. Какова величина рН раствора, если а) $[\text{H}^+] = 0,00102$ моль/л и б) $[\text{OH}^-] = 0,00102$ моль/л?
3. Растворимость CaCO_3 при 35 °С равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости.
4. а) Укажите характер среды растворов солей: KCN, KCl, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2CO_3 .
5. Вычислите константу гидролиза карбоната натрия.

Вариант 2

1. В 0,1 М растворе азотистой кислоты $[\text{H}^+] = 0,0068$ моль/л. Вычислите константу диссоциации азотистой кислоты.
2. Сколько миллиграммов гидроксид-ионов содержится в 100 мл раствора, рН которого 5?
3. В 500 мл воды при 18 °С растворяется 0,0166 г Ag_2CrO_4 . Чему равно произведение растворимости?
4. а) Укажите характер среды растворов солей: K_2SiO_3 , KI, ZnCl_2 .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов FeCl_3 и Na_2CO_3 .
5. Вычислите константу гидролиза ортофосфата натрия.

Вариант 3

1. Вычислите константу диссоциации уксусной кислоты, $[\text{H}^+] = 1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л, а концентрация кислоты 0,1 М.
2. Используя число Авогадро ($6,023 \cdot 10^{23}$), вычислите, сколько единичных ионов H^+ содержится в 1 мл раствора, рН которого

- равен 13. Сколько свободных ионов OH^- содержит 1 мл этого раствора?
- Насыщенный раствор MgCO_3 содержит ион Mg^{2+} концентрацией $3,16 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости этой соли.
 - а) Укажите характер среды растворов солей: K_2CO_3 , MgCl_2 , Na_2SO_4 .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и NaCN .
 - Вычислите константу гидролиза карбоната аммония.

Вариант 4

- Чему равна концентрация ионов H^+ и CH_3COO^- (в моль/л) в 0,1 М растворе уксусной кислоты, если степень диссоциации ее в этом растворе равна 1,3 %?
- pH образца воды 5,7. Чему равна концентрация ионов H^+ в этом образце?
- В 300 мл насыщенного раствора PbI_2 содержится 81 мг ионов Pb^{2+} . Вычислите ПР.
- а) Укажите характер среды растворов солей: KCN , NaI , AlCl_3 .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов AlCl_3 и K_2CO_3 .
- Вычислите константу гидролиза сульфита натрия.

Вариант 5

- Вычислите константу диссоциации уксусной кислоты, если степень диссоциации ее в 0,1 н растворе равна 0,013.
- pH некоторого раствора азотной кислоты 3,4. Какое количество кислоты содержится в 10 л такого раствора ($\alpha = 100\%$)?
- $\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 4 \cdot 10^{-12}$. Сколько миллиграммов серебра (в виде ионов Ag^+) содержится в 100 мл раствора хромата серебра?
- а) Укажите характер среды растворов солей: CaS , CrCl_3 , NaNO_3 .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S .

5. Вычислите константу гидролиза сульфита натрия.

Вариант 6

1. Рассчитайте константу диссоциации уксусной кислоты, если концентрация ионов водорода в 0,02 М растворе равна $6 \cdot 10^{-4}$ моль/л.
2. Сколько граммов NaOH содержится в 5 л раствора, pH которого 11 ($\alpha = 100\%$)?
3. $PR(\text{CuS}) = 4 \cdot 10^{-38}$. Сколько литров воды потребовалось бы для растворения 1 г сульфида меди?
4. а) Укажите характер среды растворов солей: NaBr, KClO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов CrCl_3 и K_2S .
5. Вычислите константу гидролиза сульфита лития.

Вариант 7

1. Константа диссоциации азотистой кислоты равна $5,1 \cdot 10^{-4}$. Вычислите концентрацию ионов водорода и степень диссоциации в 0,5 н растворе.
2. Вычислите концентрацию раствора HCl в процентах, если pH этого раствора 1,5. Плотность такого раствора может быть принята равной единице и $\alpha = 100\%$.
3. Произведение растворимости AgBr равно $4,0 \cdot 10^{-13}$. Вычислите концентрацию Ag^+ в насыщенном растворе AgBr.
4. а) Укажите характер среды растворов солей: Na_2SiO_3 , NH_4Cl , KCl.
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов CuSO_4 и Na_2CO_3 .
5. Вычислите константу гидролиза фосфата калия.

Вариант 8

1. В 500 мл раствора содержится 0,6 моль слабого бинарного электролита, из них 0,02 моль находится в виде ионов. Вычислите степень и константу диссоциации слабого электролита.
2. pH раствора 4. Во сколько раз число ионов H^+ больше числа ионов OH^- в этом растворе?
3. Произведение растворимости $PbCO_3$ равно $7,5 \cdot 10^{-13}$. Выразите массу ионов Pb^{2+} , содержащихся в 1 л насыщенного раствора $PbCO_3$.
4. а) Укажите характер среды растворов солей: $Mg(NO_3)_2$, Na_2SO_4 , K_3AsO_4 .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов NH_4Cl и Na_2SiO_3 .
5. Вычислите константу гидролиза сульфита бария.

Вариант 9

1. Степень диссоциации слабого бинарного электролита в 0,2 н растворе равна 0,03. Определите концентрацию недиссоциированных молекул и константу диссоциации электролита.
2. Число ионов H^+ в растворе в 100 раз больше, чем ионов OH^- . Чему равен pH этого раствора?
3. Один грамм PbI_2 может быть растворен в 1470 мл воды. Вычислите ПР.
4. а) Укажите характер среды растворов солей: $Cr_2(SO_4)_2$, $NaClO_4$, K_3PO_4 .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $AlCl_3$ и $(NH_4)_2S$.
5. Вычислите константу гидролиза сульфита аммония.

Вариант 10

1. Чему равна константа диссоциации гидроксида аммония, если степень диссоциации его в 0,1 н растворе равна 1,36 %?
2. Чему равна величина pH раствора $HClO$, если константа диссоциации $K = 4 \cdot 10^{-8}$ и $\alpha = 2$ %?

3. В 500 мл насыщенного раствора PbF_2 содержится 245 мг растворенного вещества. Вычислите произведение растворимости.
4. а) Укажите характер среды растворов солей: ZnSO_4 , Na_2SiO_3 , NaI .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
5. Вычислите константу гидролиза сульфита калия.

Вариант 11

1. Степень диссоциации HCN в 0,001 н растворе равна $8,5 \cdot 10^{-2}$. Вычислите константу диссоциации.
2. рН раствора 12. Во сколько раз число гидроксид-ионов больше числа водородных ионов в этом растворе?
3. Растворимость As_2S_3 равна $8,1 \cdot 10^{-7}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости.
4. а) Укажите характер среды растворов солей: MnSO_4 , Na_2SO_4 , CH_3COOK .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
5. Вычислите константу гидролиза цианида кальция.

Вариант 12

1. Степень диссоциации кислоты в ее миллимолярном растворе равна 2,15 %. Вычислите константу диссоциации.
2. Как изменится рН, если к 1 л чистой воды прибавить 0,001 моль NaOH ?
3. Растворимость BaCO_3 равна $8,4 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости BaCO_3 .
4. а) Укажите характер среды растворов солей: AlCl_3 , Na_2CO_3 , KNO_3 .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S .
5. Вычислите константу гидролиза сульфита аммония.

Вариант 13

1. Вычислите концентрацию раствора муравьиной кислоты HCHO_2 в моль/л и г/л, в котором $\alpha = 6\%$ ($K(\text{HCHO}_2) = 1,8 \cdot 10^{-4}$).
2. Каким значением pH характеризуется раствор уксусной кислоты, в котором ее массовая доля составляет $0,6\%$? ($\rho = 0,81$ г/мл)
3. Растворимость Ag_2SO_4 равна $2,68 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Вычислите ПР.
4. а) Укажите характер среды растворов солей: FeCl_3 , NaCN , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 .
5. Вычислите константу гидролиза гипохлорита калия.

Вариант 14

1. Степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени ($\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$) в $0,1$ н растворе равна $0,2\%$. Вычислите константу диссоциации для этого случая.
2. Какое значение pH имеет раствор HCN , в котором степень диссоциации кислоты равна $0,0265\%$?
3. Концентрация ионов Fe^{2+} в насыщенном растворе FeS равна $6,0 \cdot 10^{-10}$ моль/л. Вычислите ПР.
4. а) Укажите характер среды растворов солей: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, K_2CO_3 , NH_4CN .
б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S .
5. Вычислите константу гидролиза хлорида аммония.

Вариант 15

1. При какой концентрации (моль/л) муравьиной кислоты ($K = 2 \cdot 10^{-4}$) 95% ее находится в недиссоциированном состоянии?
2. Найдите концентрацию ионов водорода и pH раствора, в котором массовая доля HCl составляет $0,01\%$ ($\rho = 1$ г/мл).
3. Концентрация ионов Sr^{2+} в насыщенном растворе SrCrO_4 равна $5,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите ПР.

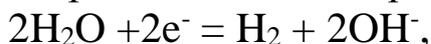
4. а) Укажите характер среды растворов солей: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_3 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.
- б) Составьте ионное и молекулярное уравнение реакции, протекающей при смешивании растворов $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2CO_3 .
5. Вычислите константу гидролиза ацетата бария.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 8. Электролиз

Задачи с решением

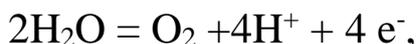
Пример 1. Написать уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата натрия с инертным электродом.

Решение. Стандартный электродный потенциал системы $\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}^0$ (-2,71 В) значительно отрицательней потенциала водородного электрода в нейтральной среде (-0,41 В). Поэтому на катоде будет происходить электрохимическое восстановление воды:



а ионы Na^+ будут накапливаться в катодном пространстве.

На аноде будет происходить электрохимическое окисление воды:



поскольку отвечающий этой системе стандартный электродный потенциал (1,23 В) значительно ниже, чем стандартный электродный потенциал (2,01 В), характеризующий систему $2\text{SO}_4^{2-} = \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e^-$. Ионы SO_4^{2-} , движущиеся при электролизе к аноду, будут накапливаться в анодном пространстве.

Суммарное уравнение процесса электролиза можно записать как:



Таким образом, одновременно с выделением водорода и кислорода образуется гидроксид натрия (в катодном пространстве) и серная кислота (в анодном пространстве).

Пример 2. Ток силой 2,5 А, проходя через раствор электролита, за 30 минут выделяет из раствора 2,77 г металла. Найти эквивалентную массу металла.

Решение. Решим уравнение закона Фарадея относительно эквивалентной массы металла и подставим в него данные задачи ($m = 2,77$ г, $I = 2,5$ А, $t = 30$ мин = 1800 с):

$$\mathcal{E} = \frac{m \cdot F}{I \cdot t} = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 1800} = 59,4 \text{ г/моль}$$

Пример 3. Ток силой 6 А пропускали через водный раствор серной кислоты в течение 1,5 ч. Вычислите массу разложившейся воды и объемы выделившихся кислорода и водорода (н.у.).

Решение. Массу разложившейся воды находим из уравнения закона Фарадея, имея в виду, что 1,5 ч = 5 400 секунд и $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ г/моль}$:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{9 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 3,02 \text{ г}$$

При вычислении объемов выделившихся газов представим уравнение закона Фарадея в следующей форме:

$$V = \frac{V_{\mathcal{E}} \cdot I \cdot t}{F},$$

где V – объем выделившегося газа, $V_{\mathcal{E}}$ – его эквивалентный объем, л/моль.

Поскольку при нормальных условиях эквивалентный объем водорода равен 11,2 л/моль, а кислорода – 5,6 л/моль, то получаем:

$$V(\text{H}_2) = \frac{11,2 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 3,76 \text{ л},$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{5,6 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 1,88 \text{ л}.$$

Пример 4. При рафинировании меди ток силой в 50 А выделил за 5 часов чистую медь массой 281 г. Какому выходу по току это соответствует?

Решение. Учитывая, что $\mathcal{E}(\text{Cu}) = \frac{M}{n} = \frac{64}{2} = 32 \text{ г/моль}$, а 5 ч = 18 000 секунд,

$$m_{\text{теор.}}(\text{Cu}) = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{32 \cdot 50 \cdot 18000}{96500} = 298,4 \text{ г}$$

$$B_{\text{теор.}} = \frac{m_{\text{эксп.}}}{m_{\text{теор.}}} = \frac{281}{298,4} = 0,94 \cdot 100\% = 94\%$$

Пример 5. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары цинк-кадмий. Какие продукты коррозии образуются в первом случае?

Решение. Цинк имеет более отрицательный электродный потенциал (-0,76 В), чем кадмий (-0,40 В), поэтому он является анодом, а кадмий – катодом.

Анодный процесс: $\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$.

Катодный процесс: в кислой среде $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$,
в атмосфере влажного воздуха $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$.

Так как ионы Zn^{2+} с гидроксильной группой образуют нерастворимый гидроксид, то продуктом коррозии с кислородом деполяризацией будет $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

Вариант 1

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и NiCl_2 с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов H_2SO_4 , CuCl_2 с платиновыми электродами.
3. Вычислите массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 2 А через раствор нитрата серебра в течение 15 минут.
4. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 3 А в течение 15 минут выделилось 1,071 г. металла. Вычислите эквивалентную массу металла.
5. Для электрохимической защиты металлов от коррозии используют а) протекторную защиту – контакт одного металла с другим, б) катодную защиту – присоединение защищаемого объекта к катоду источника постоянного электрического тока. Объясните, чем определяется выбор другого металла в первом случае и какова роль электрического тока от внешнего источника.

Вариант 2

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов KOH и NaCl с инертными электродами.

2. Составьте схемы электролиза водных растворов AgNO_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными электродами.
3. Вычислите массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 минут.
4. Чему равна эквивалентная масса кадмия, если для выделения 1 г кадмия из раствора его соли надо пропустить через раствор 1717 Кл электричества?
5. Какие существуют способы защиты металлов от коррозии? Кратко изложите сущность каждого из них.

Вариант 3

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и NiBr_2 с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов KNO_3 , BiCl_3 с инертными электродами.
3. Вычислите массу меди, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 10 А через раствор сульфата меди (II) в течение 32 минут 10 секунд.
4. При электролизе водного раствора SnCl_2 на аноде выделилось 4,48 л хлора (н.у.). Найти массу выделившегося на катоде олова.
5. Почему железо слабо корродирует в растворах, для которых значение рН больше 10?

Вариант 4

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов KOH и NaBr с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов HNO_3 , ZnCl_2 с платиновыми электродами.
3. Вычислите массу свинца, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 2 А через раствор нитрата свинца (II) в течение 30 минут.
4. Для выделения 1,75 г некоторого металла из раствора его соли потребовалось попускать ток силой 1,8 А в течение 1,5 часа. Вычислить эквивалент металла.

5. С одинаковой ли скоростью будет подвергаться предмет ржавчиной в пресной и морской воде?

Вариант 5

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов LiOH и CoCl_2 с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов KCl , CuSO_4 с платиновыми электродами.
3. Вычислите массу меди, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 3 А через раствор нитрата меди (II) в течение сорока минут.
4. При электролизе раствора AgNO_3 в течение 50 минут при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г серебра. Определите выход серебра в % от теоретического.
5. Совпадает ли сравнительная оценка способности к коррозии железа и алюминия по значению их стандартных электродных потенциалов и по их поведению в контакте с водой?

Вариант 6

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов RbOH и KCl с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов HCl , PbNO_3 с платиновыми электродами.
3. Вычислите массу цинка, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 3 А через раствор хлорида цинка в течение сорока минут.
4. При электролизе водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ током силой 4 А масса катода увеличилась на 16 г. В течение какого времени проводили электролиз?
5. Почему некоторые достаточно активные металлы, например алюминий, не корродируют на воздухе? Назовите другие металлы с аналогичными свойствами.

Вариант 7

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и KNO_3 с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов CuSO_4 , BaCl_2 с угольными электродами.
3. Вычислите массу меди, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 4 А через раствор нитрата меди (II) в течение 40 минут.
4. При электролизе водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ током силой 2 А масса катода увеличилась на 8 г. В течение какого времени проводили электролиз?
5. Как протекает коррозия в случае повреждения поверхностного слоя оцинкованного и никелированного железа, при контакте с водой?

Вариант 8

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов LiOH и KI с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов Na_2SO_4 , FeCl_3 с платиновыми электродами.
3. За 5 минут из раствора платиновой соли ток силой 10 А выделил 1,517 г платины. Определите эквивалентную массу платины.
4. Сколько времени потребовалось для полного выделения хлора током 10 А из раствора соляной кислоты объемом 1 л, если её концентрация равна 2 моль/л?
5. Какое железо корродирует быстрее – находящееся в контакте с оловом или медью? Объясните.

Вариант 9

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и KBr с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов H_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами.

3. Вычислите массу свинца, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 5 А через раствор нитрата свинца (II) в течение 30 минут.
4. Найти объем кислорода (н. у.), который выделяется при пропускании тока силой 3 А в течение 60 минут через водный раствор гидроксида натрия.
5. Олово спаяно с серебром. Какой из металлов будет окисляться, если эта пара металлов попадает в щелочную среду?

Вариант 10

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов RbOH и ZnCl_2 с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами.
3. Чему равна масса алюминия, полученного за один час при электролизе расплава AlCl_3 током силой 10,0 А?
4. Ток силой в 2 А в течение 1 ч 28 минут выделил на катоде 6,5 г металла. Чему равен эквивалент металла?
5. Никель находится в контакте с золотом во влажном воздухе, насыщенном сероводородом. Какой металл подвергается коррозии? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при коррозии.

Вариант 11

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и FeCl_3 с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, ZnCl_2 с угольными электродами.
3. Вычислите массу кобальта, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 2 А через раствор нитрата кобальта в течение двух часов.
4. Найти объем кислорода (н. у.), который выделяется при пропускании тока силой 6 А в течение 30 минут через водный раствор гидроксида калия.

5. Какие металлы в микрогальванических элементах (парах) называют анодными и катодными? Чем определяется роль каждого металла? Приведите примеры.

Вариант 12

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов КОН и NaI с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов AgNO_3 , AlCl_3 с инертными электродами.
3. Какой силы ток должен быть использован для того, чтобы выделить из раствора нитрата серебра серебро массой 108 г за 6 минут?
4. При электролизе водного раствора NiSO_4 на аноде выделилось 3,8 л кислорода. Сколько граммов никеля выделилось на катоде?
5. В раствор соляной кислоты поместили две цинковые пластины, одна из которых частично покрыта никелем. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив уравнения соответствующих процессов.

Вариант 13

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов LiOH и NaF с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов K_2SO_4 , NiCl_2 с инертными электродами.
3. Вычислите массу железа, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 2 А через раствор хлорида железа (III) в течение двух часов.
4. Через раствор хлорида цинка пропущено 96500 Кл электричества. При этом массы выделившихся цинка и хлора составляют 19,61 и 32 г, соответственно. Чему равен выход по току?
5. К какому виду коррозии относится образование на поверхности меди её оксида при нагревании и ржавчины на воздухе? Составьте уравнения анодных и катодных процессов.

Вариант 14

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и CsCl с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов H_3PO_4 , SnCl_4 с инертными электродами.
3. Вычислите массу кобальта, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 5 А через раствор нитрата кобальта в течение 30 минут.
4. Найти объем водорода (н.у.), который выделяется при пропускании тока силой 3 А в течение часа через водный раствор H_2SO_4 .
5. Будет ли активно корродировать железо в воде, не содержащей растворенного кислорода, и в масле, насыщенном кислородом?

Вариант 15

1. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и CsBr с инертными электродами.
2. Составьте схемы электролиза водных растворов CoSO_4 , MgCl_2 с инертными электродами.
3. Вычислите массу железа, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 4 А через раствор хлорида железа (III) в течение 40 минут.
4. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 минут выделилось 1,071 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла.
5. Серебро не вытесняет водород из разбавленных кислот. Почему? Однако, если к серебряной пластине, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на серебре начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление, составьте уравнения анодного и катодного процессов.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 9. Комплексные соединения

Задачи с решением

Пример 1. Вычислить заряды комплексных ионов, образованных платиной (IV):



Решение: Степень окисления атома платины равна +4, заряды молекул NH_3 равны нулю, а заряды двух хлорид-ионов равны -2 ; алгебраическая сумма зарядов:

$$+4 + (-2) = +2.$$

Рассуждая подобным образом, найдем заряды других ионов:

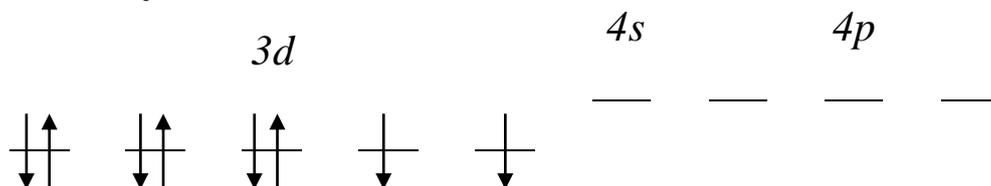
2) $+4 + (-5) = -1$,

3) $+4 + (-4) = 0$.

В первом случае внешняя сфера содержит отрицательно заряженные ионы, во втором – положительно заряженные ионы, а в третьем – соединения практически является неэлектролитом.

Пример 2. Определить гибридные орбитали и пространственную структуру комплексных ионов $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ и $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$, если известно, что первый из них содержит два неспаренных электрона, а второй – диамагнитен.

Решение. Электронно-графическая формула свободного иона Ni^{2+} имеет следующий вид:



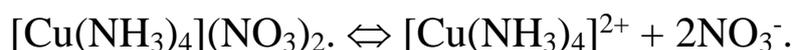
Парамагнетизм $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ свидетельствует о том, что структура никеля (II) с двумя неспаренными электронами сохранилась в комплексном ионе, и, следовательно, образование его связано с участием $4s4p^3$ -орбиталей. Пространственная структура $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ - тетраэдр.

В диамагнитном ионе $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ неспаренных электронов нет. Электроны $3d^8$ под воздействием лиганда CN^- размещаются на четырех $3d$ – орбиталях, а пятая принимает участие в $3d4s4p^2$ - гибри-

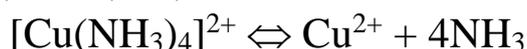
дизации, которая обуславливает образование квадратно-плоскостной структуры комплекса.

Пример 3. Напишите уравнение диссоциации в растворе комплексного иона и выражение константы нестойкости $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$.

Решение. Комплексное соединение диссоциирует на составляющие его ионы:



Затем протекает диссоциация комплексного иона:

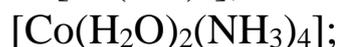


Данное равновесие характеризуется константой нестойкости:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}]}$$

Вариант 1

1. Пользуясь положениями координационной теории Вернера, дайте определения следующим понятиям:
 - а) «комплексообразователь»;
 - б) «лиганды»;
 - в) «координационное число комплексообразователя»;
 - г) «внутренняя и внешняя сфера комплексообразователя».
2. Напишите уравнение диссоциации в растворе комплексных ионов и выражение констант нестойкости следующих соединений:



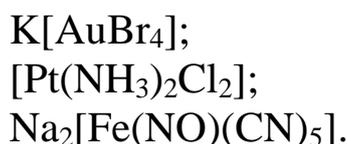
3. Какой тип гибридизации АО центрального атома может иметь место в следующих комплексных ионах:



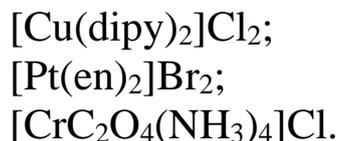
4. Составьте координационные формулы следующих соединений:
 - диамминнитротрихлороплатина;
 - нитрат пентаамминроданокобальта (III);
 - гексацианоферрат (III) калия.

Вариант 2

1. Какая связь между строением атомов элементов и их способностью к комплексообразованию? Приведите примеры типичных комплексообразователей.
2. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексных соединениях и приведите их названия:

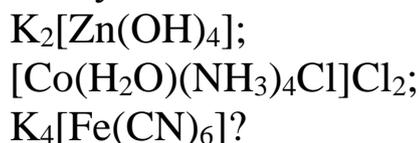


3. За счет, каких орбиталей центрального атома происходит образование связей в комплексных ионах: $[\text{Mn(CN)}_6]^{4-}$ и $[\text{Mn(NH}_3\text{)}_6]^{2+}$, если известно, что первый «внутриорбитальный», а второй «внешнеорбитальный»?
4. Определите дентантность следующих полидентантных лигандов в комплексных соединениях:



Вариант 3

1. Приведите примеры типичных лигандов. Какие лиганды называются монодентантными и какие полидентантными?
2. Из каких молекул, способных к самостоятельному существованию, состоят следующие комплексные соединения:



3. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{HgCl}_4]^{2-}$; $[\text{Zn(NH}_3\text{)}_4]^{2+}$; $[\text{Ag(CN)}_2]^-$ соответственно равны $1,2 \cdot 10^{-15}$, $3,56 \cdot 10^{-10}$, $8 \cdot 10^{-22}$. Какой из ионов наиболее неустойчив? Составьте выражения констант нестойкости.
4. Составьте координационные формулы следующих соединений:
 - бромид гексаамминсмия (III);
 - тетрахлолоплатинат (II) калия;

– сульфат тетраамминдинитроплатины (IV).

Вариант 4

- Приведите примеры комплексных соединений и дайте им названия:
 - с комплексным анионом;
 - с комплексным катионом;
 - являющихся неэлектролитом.
- Определите тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя в комплексах, учитывая их магнитные свойства:
 - $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ - парамагнитен;
 - $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ - диамагнитен.
- Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений, обоснуйте выбор комплексообразователя и приведите их названия:

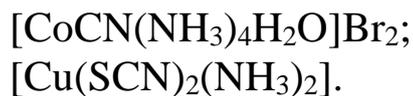
$\text{Cd}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{NH}_3$;
 $3\text{NaCl} \cdot \text{IrCl}_3$;
 $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
- Назовите комплексные соединения:

$[\text{CrPO}_4(\text{NH}_3)_3]$;
 $[\text{CoSO}_4(\text{NH}_3)_4]\text{NO}_3$;
 $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$.

Вариант 5

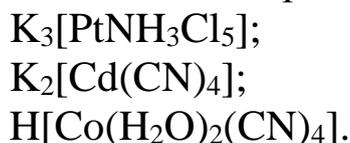
- Дайте определения и приведите примеры основных типов комплексных соединений:
 - аквакомплексов;
 - аммиакатов;
 - ацидокомплексов;
 - гидрокскомплексов.
- Напишите графические формулы цис- и трансизомеров тетрахлордиамминплатины (IV).
- Какая кислота сильнее: HCN или $\text{H}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$? Почему?
- Назовите комплексные соединения:

$\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$;

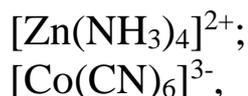


Вариант 6

1. Какие комплексы называются хелатными или внутриккомплексными соединениями? Укажите области наиболее широкого применения хелатообразующих веществ.
2. Определите комплексообразователь, лиганды, степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексных соединениях и приведите их названия:



3. С позиции метода валентных связей определите тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома в комплексных ионах:



если известно, что первый – диамагнитен, а второй – парамагнитен.

4. Напишите формулы соединений:

- тетраамминдихлороплатины (IV);
- гексацианохромат (III) калия;
- нитрат гексаамминкобальта (III).

Вариант 7

1. Как с позиции метода валентных связей объяснить образование связей между комплексообразователем и лигандами?
2. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений, обоснуйте выбор комплексообразователя и приведите их названия:

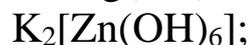
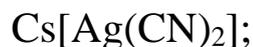




3. Известно, что красная кровяная соль более ядовита, чем желтая. Объясните этот факт. Какие ионы присутствующие в этих солях вызывают отравления?
4. Назовите и приведите формулы известных комплексных соединений ионов: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{3+} .

Вариант 8

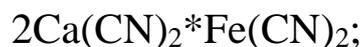
1. Какие факторы определяют тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома?
2. Напишите уравнения диссоциации в растворе комплексных ионов следующих соединений и выражения констант нестойкости:



3. Объясните, какой из ионов обладает более сильными кислотными свойствами: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ или $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$?
Напишите уравнения диссоциации этих комплексов по кислотному типу.
4. Приведите формулы известных комплексных соединений ионов: Ni^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ . Дайте названия.

Вариант 9

1. Какие комплексы называют «внешнеорбитальными» и «внутриорбитальными»?
2. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений, обоснуйте выбор комплексообразователя и приведите их названия:



3. Константы диссоциации комплексных ионов $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ по типу кислот равны $1,2 \cdot 10^{-5}$ и $1,3 \cdot 10^{-4}$. Что можно сказать об устойчивости солей Al^{3+} и Cr^{3+} к гидролизу?
4. Приведите названия комплексных соединений:
 $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$;
 $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$;
 $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NO}_3)_2]$.

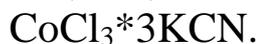
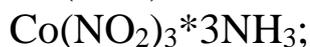
Вариант 10

1. Какая связь между типом гибридизации орбиталей центрального атома и геометрической формой комплексного иона?
2. Из каких молекул, способных к самостоятельному существованию, состоят следующие комплексные соединения:
 $\text{Cs}[\text{AuCl}_4]$;
 $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{OH})_4]$;
 $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$?
3. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексных соединениях и приведите их названия:
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$;
 $\text{H}[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})_4]$;
 $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.
4. Приведите названия комплексных соединений:
 $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$;
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$;
 $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$.

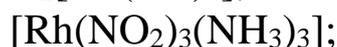
Вариант 11

1. Чем обусловлены свойства комплексов? Приведите примеры.
2. Напишите и обоснуйте молекулярные и ионные уравнения реакций обмена между следующими соединениями:
 $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots$
 $\text{CdSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$

3. Имея в виду, что координационное число кобальта (III) равно шести, напишите координационные формулы комплексных ионов:



4. Назовите комплексные соединения:



Вариант 12

1. Дайте выражение общей константы нестойкости конкретного иона. Приведите примеры.
2. Определите тип гибридизации АО комплексообразователя:



3. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений, обоснуйте выбор комплексообразователя и приведите их названия: $2\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$; $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$.
4. Напишите формулы соединений:

хлорид пентаамминхлороиридия (III);

аквапентахлорорутенат (III);

гексацианоферрат (III) калия.

Вариант 13

1. В чем отличие двойных солей от комплексных? Приведите примеры двойных солей.
2. Известно, что из раствора комплексной соли $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ только $2/3$ хлора. Напишите координационные формулы этих солей и уравнения их диссоциации.

3. В каком соединении заряд иона-комплексообразователя наименьший:



4. Определите тип гибридизации АО центрального атома в ионах: $[\text{CoF}_6]^{3-}$; $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$, если первый – парамагнитный, а второй – диамагнитный.

Вариант 14

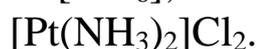
1. Покажите влияние координации на свойства лигандов на примерах различий в свойствах координированных и некоординированных молекул H_2O и NH_3 .
2. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений и приведите их названия: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{KNO}_2$.
3. Какой тип гибридизации атомных орбиталей платины возможен в диамагнитных комплексах:



4. Из каких солей можно получить $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$? Напишите уравнение реакции. Приведите выражение константы нестойкости для комплексного иона.

Вариант 15

1. Дайте объяснение гидролиза солей по катиону с точки зрения характера поведения аквакомплексов в воде.
2. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексных соединениях и приведите их названия:



3. Определите гибридные орбитали и пространственную структуру комплексных ионов $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ и $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$, если известно, что первый из них содержит два неспаренных электрона, а второй – диамагнитен.
4. Напишите координационные формулы и выражения для констант нестойкости следующих соединений хрома:

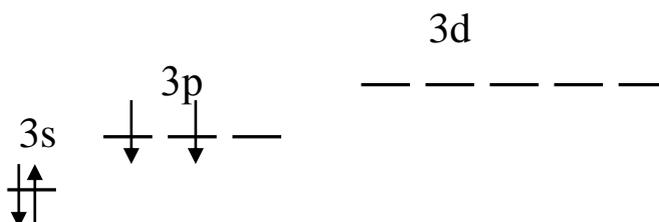


ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 10. Р – элементы VII группы

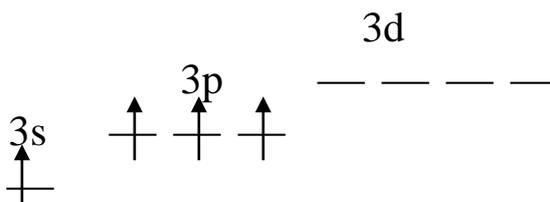
Задачи с решением

Пример 1. Объяснить механизм образования молекулы SiF_4 и иона SiF_6^{2-} . Может ли существовать ион CF_6^{2-} ?

Решение. Электронная конфигурация атома кремния $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Электронное строение его валентных орбиталей в невозбужденном состоянии может быть представлено следующей графической схемой:



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



Четыре неспаренных электрона возбужденного атома могут участвовать в образовании четырех ковалентных связей по обычному механизму с атомами фтора ($1s^2 2s^2 2p^6$), имеющими по одному неспаренному электрону, с образованием молекулы SiF_4 .

Для образования иона SiF_6^{2-} к молекуле SiF_4 должны присоединиться два иона F^- ($1s^2 2s^2 2p^6$), все валентные электроны которых спарены. Связь осуществляется по донорно-акцепторному механизму за счет пары электронов каждого из фторид-ионов и двух вакантных $3d$ -орбиталей атома кремния.

Углерод ($1s^2 2s^2 2p^2$) может образовать, подобно кремнию, соединение CF_4 , но при этом валентные возможности углерода будут исчерпаны (нет неспаренных электронов, неподеленных пар элект-

тронов и вакантных орбиталей на валентном уровне). Ион CF_6^{2-} образоваться не может.

Пример 2. Концентрация гидроксильных ионов в растворе составляет $2,5 \cdot 10^{-12}$ моль/л. Вычислить рН раствора.

Решение.

$$[H^+] = \frac{10 \cdot 10^{-15}}{2,5 \cdot 10^{-12}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л,}$$

$$\text{а рН} = -\lg 4 \cdot 10^{-3} = 3 - \lg 4 = 3 - 0,6 = 2,4.$$

Или, если $[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-12}$ моль/л, то

$$\text{рОН} = 12 - \lg 2,5 = 12 - 0,4 = 11,6.$$

Учитывая, что $\text{рН} + \text{рОН} = 14$, находим $\text{рН} = 14 - 11,6 = 2,4$.

Пример 3. Для нейтрализации 42 мл H_2SO_4 потребовалось добавить 14 мл 0,3 н. щелочи. Определить молярность раствора H_2SO_4 .

Решение. Поскольку вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах, то можно написать

$$C_{\text{н, к}} V_{\text{к}} = C_{\text{н, щ}} V_{\text{щ}},$$

где $C_{\text{н, к}}$ и $C_{\text{н, щ}}$ – нормальности кислоты и щелочи; $V_{\text{к}}$ и $V_{\text{щ}}$ – соответствующие объемы.

Следовательно

$$C_{\text{н, к}} \cdot 42 = 14 \cdot 0,3;$$

$$C_{\text{н, к}} = 14 \cdot 0,3 / 42 = 0,1.$$

Т. е. концентрация кислоты 0,1 н. Эквивалент серной кислоты равен 0,5 моля. Отсюда молярность кислоты составляет

$$0,1 \cdot 0,5 = 0,05 \text{ моль/л.}$$

Пример 4. Смешаны равные объемы 0,02 н. растворов хлорида кальция и сульфата натрия. Образуется ли осадок сульфата кальция?

Решение. Найдем произведение концентраций ионов Ca^{2+} и SO_4^{2-} и сравним его с произведением растворимости сульфата кальция. Исходные молярные концентрации растворов CaCl_2 и Na_2SO_4 одинаковы и равны 0,01 моль/л. Поскольку при смешении исходных растворов общий объем раствора вдвое возрастает, то концентрации ионов $[\text{Ca}^{2+}]$ и $[\text{SO}_4^{2-}]$ вдвое уменьшатся по сравнению с исходными. Таким образом

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 0,005 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

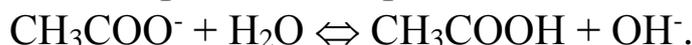
Находим произведение концентраций ионов:

$$[\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (5 \cdot 10^{-3})^2 = 2,5 \cdot 10^{-5}.$$

По данным табл. $PP_{\text{CaSO}_4} = 1,3 \cdot 10^{-4}$. Найденное значение произведения концентрации ионов меньше этой величины; следовательно, раствор будет ненасыщенным относительно сульфата кальция, и осадок не образуется.

Пример 5. Вычислить степень гидролиза ацетата калия в 0,1 М растворе и рН раствора.

Решение. Уравнение реакции гидролиза:



Для вычисления степени гидролиза найдем, прежде всего, константу гидролиза. Для этого воспользуемся значением константы диссоциации уксусной кислоты ($1,8 \cdot 10^{-5}$), приведенным в табл. 1 приложения:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл.}}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}.$$

Теперь найдем степень гидролиза:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_M}} = \sqrt{\frac{5,56 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}.$$

Для вычисления рН следует принять во внимание, что в результате гидролиза каждого аниона CH_3COO^- образуется один гидроксид-ион. Если исходная концентрация гидролизующихся анионов C_M моль/л, а гидролизу подверглась доля h этих анионов, то при этом образовалась hC_M моль/л ионов OH^- . Таким образом

$$[\text{OH}^-] = hC_M = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Следовательно

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg (7,5 \cdot 10^{-6}) = -(6,88) = -(-5,12) = 5,12$$

Отсюда: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,12 = 8,88.$

Вариант 1

1. Напишите электронные формулы атомов галогенов в нормальном и возбужденном состояниях. Почему хлор, бром и йод проявляют состояния окисления от -1 до +7, а фтор только -1?
2. С какими металлами может реагировать хлороводородная кислота? Приведите примеры.
3. Вычислите pH 0,1 М растворов HF, HCl, HBr, HI. Нужно ли для получения ответа 4 отдельных расчета?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$$

$$\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow$$
5. Почему для получения хлора используют концентрированную соляную кислоту и твердый перманганат калия? Можно ли использовать для этой цели растворы соляной кислоты и перманганата? Напишите уравнения реакций.

Вариант 2

1. Как изменяется прочность связи между атомами в ряду F₂, Cl₂, Br₂, I₂? Объясните с позиции ВС.
2. Какими галогенами можно вытеснить Br₂ из растворов: а) KBr; б) KBrO₃? Напишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель в каждом случае.
3. Выпадет ли осадок, если к 200 мл 0,02 н. раствора хлорида бария добавить 100 мл 0,1 н. раствора фтороводородной кислоты?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{CaOCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$$

$$\text{NaIO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
5. Почему способность к образованию водородных связей быстро падает в ряду HF – HI?

Вариант 3

1. Как изменяется энергия ионизации и сродство к электрону в ряду F – At? Чем это объясняется?

2. Напишите схему химического равновесия в растворе хлорной воды. Действием каких веществ на хлорную воду можно доказать присутствие в ней: а) гипохлорит-иона; б) иона хлора. В каком направлении сместится равновесие при добавлении щелочи?
3. Вычислите рН раствора, полученного растворением в 1 л воды 1,792 л HCl (н. у.).
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{KIO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$$

$$\text{MnO}_2 + \text{HCl}_{(\text{к})} \rightarrow$$
5. Укажите формулу, химическое название и практическое применение бертолетовой соли. Как получить бертолетову соль, имея K, HCl, MnO₂ и H₂O? Как определить, не содержит ли данный образец бертолетовой соли примеси KCl?

Вариант 4

1. В какой степени окисления галогены могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные; в) окислительные и восстановительные свойства?
2. Можно ли приготовить «фторную воду» аналогично хлорной? Напишите уравнения реакций, протекающих при растворении фтора в воде.
3. Вычислите степень гидролиза соли в 0,01 н. растворе гипохлорита калия и рН этого раствора.
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{HBrO}_3 + \text{HBr} \rightarrow$$
5. Действием каких галогенов можно вытеснить бром из раствора KBr; раствора KBrO₃? Напишите уравнения реакций.

Вариант 5

1. Как изменяется прочность химической связи в ряду HF – HI? Чем это объясняется?
2. Предложите лабораторные способы получения хлора и брома. Напишите уравнения реакций.

3. Какова реакция среды в водных растворах солей: $\text{Ca}(\text{ClO})_2$; NaClO_2 ; KBrO_3 ; Na_5IO_6 ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{HI} + \text{HIO}_3 \rightarrow$$

$$\text{NaClO} + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
5. Почему формулу плавиковой кислоты записывают как HF и как H_2F_2 ? Почему в водном растворе плавиковой кислоты образуются ионы HF_2^- , но не H_2F^+ ?

Вариант 6

1. Какой тип химической связи преимущественно имеет место в молекулах галогенводородов, галогенидов щелочных металлов и оксидов галогенов?
2. В чем принципиальное различие получения молекулярных галогенов из соединений, содержащих ионы Г^- и ГО_3^- ? Напишите два уравнения соответствующих реакций получения хлора.
3. При взаимодействии 200 мл раствора KIO_3 с избытком иодида калия в сернокислом растворе образовался I_2 массой 1,27 г. Определите эквивалентную концентрацию KIO_3 .
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{HClO}_3 \rightarrow$$

$$\text{Cl}_2 + \text{HgO} \rightarrow$$
5. Какие из веществ: KMnO_4 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; KClO_3 ; O_2 можно использовать для окисления бромид-ионов в кислой среде до свободного брома?

Вариант 7

1. Напишите формулы оксидов хлора в степени окисления от +1 до +7 и соответствующих им кислот. Дайте названия кислот и укажите, как последовательно изменяются их электролитическая сила, устойчивость и окислительные свойства.
2. Напишите уравнения реакций получения хлороводорода тремя различными способами. Какой из предложенных способов используется в лаборатории?

3. Для получения йодноватой кислоты используют обычно взаимодействие йода с крепкой азотной кислотой. Напишите уравнения реакции. Определите эквивалентные массы окислителя и восстановителя. Какая масса раствора азотной кислоты ($\omega(\text{HNO}_3) = 70\%$) необходима для реакции с I_2 массой 6,35 г?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$$
5. Через раствор йодистого калия в течение продолжительного времени пропускали струю хлора, а затем испытали раствор на присутствие свободного йода крахмалом. Свободного йода не обнаружили. Чем это можно объяснить? Выразите происходящую реакцию уравнением.

Вариант 8

1. Почему в молекуле F_2 образуется только ковалентная связь, а в молекуле Cl_2 возникают дативные связи? Как это отличие влияет на сравнительную величину энергии связи и прочность этих молекул? Дайте электронную схему возникновения дативной связи при образовании молекул.
2. На примерах уравнений реакций сравните изменение восстановительной активности в ряду $\text{Cl}^- - \text{Br}^- - \text{I}^-$.
3. Какая масса бромной воды потребуется для окисления сульфата железа(II) массой 7,6 г в сернокислом растворе? (Растворимость Br_2 при 20°C равна 3,6 г на 100 г воды).
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{I}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{PbO}_2 + \text{HCl}_{(\text{к})} \rightarrow$$
5. Путем каких реакций можно получить бром, имея в своем распоряжении бромистый натрий, хлороводородную кислоту и двуокись марганца? Составьте уравнения этих реакций и укажите для каждой из них окислитель и восстановитель.

Вариант 9

1. Какие орбитали атомов хлора и йода используются при образовании связи в молекулах Cl_2O_7 и I_2O_3 ?
2. При прибавлении избытка хлорной воды к раствору йодида, раствор окрашивается, а затем окраска раствора исчезает. Напишите уравнения происходящих реакций.
3. Какой объем хлора (при 17°C 745 мм. рт. ст.) выделится при взаимодействии соляной кислоты с 1 кг MnO_2 ?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_{(\text{к})} \rightarrow$$

$$\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$$
5. Составьте уравнения реакций, которые необходимо осуществить для получения бертолетовой соли, если в качестве исходных веществ можно воспользоваться только следующими веществами: хлороводородной кислотой, едким калием, двуокисью марганца и водой.

Вариант 10

1. На чем основаны общие принципы получения галогенов в промышленности и в лаборатории?
2. Сравните устойчивость, силу кислот и окислительную активность в ряду: HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4 .
3. Сколько литров (н. у.) хлористого водорода содержится в 1 л 10 %-ого раствора соляной кислоты ($\rho = 1,049$). Определите эквивалентную концентрацию раствора.
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{KClO}_3 \rightarrow$$

$$\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
5. Какие химические реакции лежат в основе промышленных и лабораторных методов получения фтороводорода?

Вариант 11

1. Какое равновесие устанавливается в водных растворах галогенов? Как смещается равновесие при добавлении кислот и щелочей? В чем особенности взаимодействия фтора с водой?
2. Учитывая тип гибридизации валентных орбиталей атома хлора, опишите пространственное строение ионов:
 ClO^- ; ClO_2^- ; ClO_3^- ; ClO_4^- .
3. Вычислите массу 1 л хлора при нормальных условиях.
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{KIO}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow$$
5. Как получить хлорную известь, исходя из наличия CaCO_3 и NaCl и имея возможность воспользоваться электрическим током? Укажите все химические реакции, которые необходимо осуществить в процессе получения хлорной извести из вышеуказанных веществ.

Вариант 12

1. Принимая во внимание природу галогенов, объясните причину различного протекания реакций хлорида натрия и йодида натрия с концентрированной серной кислотой. Приведите примеры.
2. Почему растворимость йода в водном растворе йодида калия выше, чем в чистой воде?
3. В образце чилийской селитры содержится 0,2 % примеси иодата натрия. Сколько йода можно извлечь из 1 г этой селитры?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$$

$$\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
5. Раствор содержит смесь сульфатов и хлоридов. Как удалить ионы хлора из раствора?

Вариант 13

1. Можно ли получить кислородные соединения галогенов непосредственно из простых веществ? Какой обычный способ получения оксогалогидных кислот?
2. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:

$$\text{KI} \rightarrow \text{KIO}_3 \rightarrow \text{K}_3\text{H}_2\text{IO}_6 \rightarrow \text{KI} \rightarrow \text{I}_2?$$
3. Некоторое количество белильной извести прибавили к подкисленному раствору иодида калия. Масса выделившегося йода 0,258 г. Сколько активного хлора содержится в пробе белильной извести?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{KI} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
5. Хлор можно получить из соляной кислоты окислением ее MnO_2 или KMnO_4 . Составьте уравнения реакций и установите, в каком случае получается больше хлора и во сколько раз при одном и том же количестве соляной кислоты.

Вариант 14

1. Как изменяется устойчивость, окислительная активность и сила кислот в ряду HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ? Какие данные необходимы для ответа на этот вопрос?
2. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения: $\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl}$?
3. На окисление йода израсходовано 2,34 л хлора в пересчете на нормальные условия. Сколько йодноватой кислоты получилось?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$$
5. Как можно получить белильную известь, имея в распоряжении CaCl_2 , CaO , H_2SO_4 , MnO_2 ? Напишите уравнения реакций.

Вариант 15

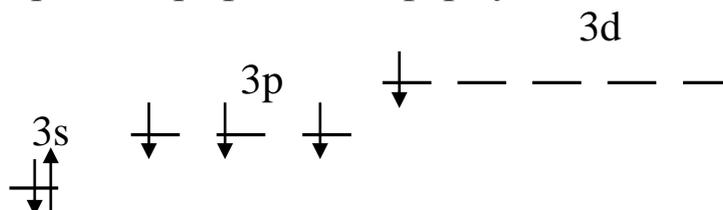
1. Сравните силу кислот HF, HCl, HBr, HI. Дайте объяснение.
2. Какой состав имеет хлорная вода? Какие молекулы и ионы содержатся в ней? Какие процессы происходят при добавлении щелочи к хлорной воде?
3. Пользуясь произведением растворимости, установите, какая из солей: AgCl, AgBr или AgI обладает большей растворимостью и во сколько раз?
4. Закончите уравнения реакций:
$$\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$$
$$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$$
5. Что происходит при добавлении к раствору йодата калия раствора сернистой кислоты? Какая разница в течении реакций и внешнем ее проявлении при недостатке и избытке H_2SO_3 ? Напишите уравнения реакций.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 11. Р – элементы VI группы

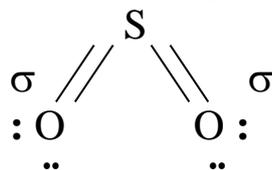
Задачи с решением

Пример 1. Определить пространственную структуру: а) молекул SO_2 и SOCl_2 ; б) иона SO_4^{2-} .

Решение. а) Электронно-графическая формула атома S (IV) имеет вид

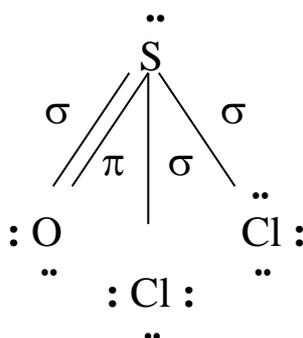


В образовании σ -связей с атомами кислорода участвуют два p -электрона атома серы, следовательно, пространственная структура молекулы SO_2 угловая. После обозначения π -связей и орбиталей неподеленных пар атомов S и O структурная формула имеет вид



Неподеленная пара атома S участвует в sp^2 -гибридизация, определенная $\angle \text{OSO}$, близкий 120° .

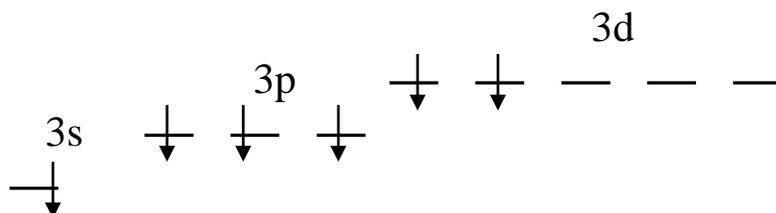
В образовании σ -связей с атомами хлора и кислорода в молекуле SOCl_2 участвуют три p -электрона атома серы, следовательно, молекула SOCl_2 имеет пирамидальную структуру. После обозначения σ -связей и неподеленных пар атомов кислорода и хлора структура SOCl_2 имеет вид



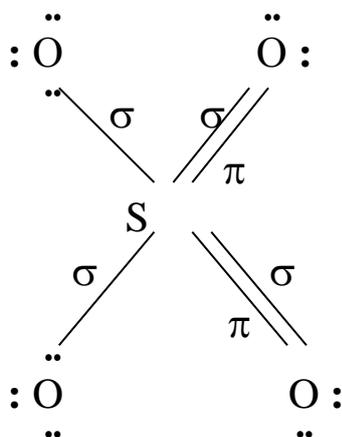
Атом S находится в состоянии sp -гибридизации, в которой

участвует пара, и поэтому угол в вершине пирамиды значительно больше 90° .

б) Электронно-графическая формула атома S(VI) в сульфат-ионе имеет вид



В образовании четырех σ -связей с атомами кислорода участвуют один s - и три p -электрона центрального атома серы, находящегося в sp^3 -гибридном состоянии, и, следовательно, сульфат-ион имеет тетраэдрическую конфигурацию. После обозначения π -связей и неподеленных электронных пар атомов кислорода структура иона SO_4^{2-} в плоскостном изображении имеет вид



Пример 2. Вычислить рН 1%-ого раствора муравьиной кислоты, считая, что плотность раствора равна 1; $K = 2,1 \cdot 10^{-4}$.

Решение. 1л раствора содержит 1г HCOOH, что составляет $\approx 0,22$ моль/л.

$$[H^+] = \sqrt{KC} = \sqrt{2,1 \cdot 10^{-4} \cdot 0,22} = \sqrt{0,46 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{46 \cdot 10^{-6}} = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

$$\text{pH} = 3 - \lg 6,8 = 3 - 0,83 = 2,17.$$

Пример 3. Смешаны равные объемы 0,02 н. растворов нитрата свинца и иодида натрия. Образуется ли осадок иодида свинца?

Решение. Найдем произведение концентраций ионов Pb^{2+} и I^- и сравним его с произведением растворимости иодида свинца. Исходные молярные концентрации растворов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и NaI равны 0,01 моль/л и 0,02 моль/л. Поскольку при смешении исходных растворов общий объем раствора вдвое возрастает, то концентрации ионов $[\text{Pb}^{2+}]$ и $[\text{I}^-]$ вдвое уменьшатся по сравнению с исходными. Таким образом

$$\begin{aligned} [\text{Pb}^{2+}] &= 0,005 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л,} \\ [\text{I}^-] &= 0,01 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

Находим произведение концентраций ионов:

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot 2[\text{I}^-]^2 = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 2(1 \cdot 10^{-2})^2 = 1,0 \cdot 10^{-6}.$$

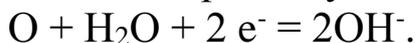
По данным табл. 2 приложения ПР (PbI_2) = $8 \cdot 10^{-9}$. Найденное значение произведения концентрации ионов больше этой величины; следовательно, раствор будет насыщенным относительно иодида свинца, и осадок образуется.

Пример 4. Окисление тетрагидроксохромата (III) натрия гипохлоритом в щелочной среде:

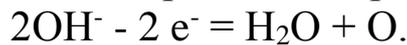


Решение. При составлении электронно-ионных схем ОВР, протекающих в нейтральной или щелочной среде, можно руководствоваться следующими соображениями.

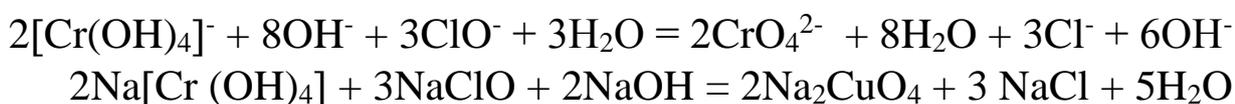
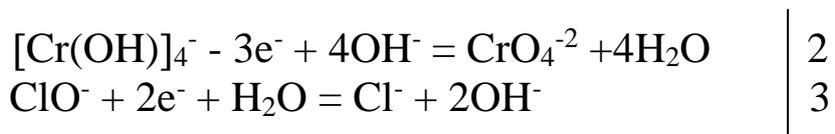
Кислород окислителя расходуется на образование ионов OH^- по схеме



Восстановитель присоединяет в щелочной среде кислород за счет ионов OH^- по обратной схеме



Сочетая обе схемы, получим молекулярно-ионное уравнение реакции:



Вариант 1

1. Объясните закономерности изменения величин ионизационных потенциалов, сродства к электрону и электроотрицательности атомов р-элементов VI группы.
2. Как можно получить серу из диоксида серы? Из сероводорода?
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})} \rightarrow$$
4. Вычислите pH раствора, полученного приливанием к 5 л воды 3,3 мл 96%-ого ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) раствора серной кислоты.
5. Внесенная в лабораторию бумага, пропитанная раствором ацетата свинца, через некоторое время чернеет, о наличии какого газа в лаборатории это свидетельствует?

Вариант 2

1. Исходя из конфигурации внешнего электронного слоя атомов, охарактеризуйте валентные возможности и степени окисления р-элементов VI группы.
2. Какие водородные соединения образует сера? Каково строение? Как они получают?
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{к})} \rightarrow$$

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
4. Растворили 1 г H_2SO_4 в 1 л воды. Чему равно pH полученного раствора?
5. Предложите способы химической идентификации S^{2-} , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , SO_3S^{2-} при их совместном присутствии в растворе.

Вариант 3

1. Какой тип гибридизации орбиталей атома серы имеет место при образовании им двух, трех и шести связей?
2. Опишите получение оксида серы (VI) контактным способом. Почему SO_3 растворяют не в воде, а в концентрированной серной кислоте?

3. Закончите уравнения реакций:



4. Вычислите pH раствора, полученного приливанием 9,5 мл 96%-ого раствора серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) к 8,5 л воды.
5. Растворение газообразного триоксида серы в жидкой серной кислоте сопровождается образованием нового вещества. Приведите формулу и название этого вещества, изобразите геометрическую формулу молекулы.

Вариант 4

1. Укажите окислительно-восстановительные возможности серы в различных характерных для нее степенях окисления.
2. Напишите уравнения реакции получения тиосульфата натрия. Напишите графическую формулу тиосульфата натрия, укажите степени окисления атомов серы.
3. Закончите уравнения реакций:
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HIO}_3 \rightarrow$$
- $$\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})} \rightarrow$$
4. Произведение растворимости PbSO_4 равно $2,2 \cdot 10^{-8}$. Сколько миллиграммов PbSO_4 унесут 250 мл воды при промывании осадка?
5. Объясните, почему при длительном хранении сероводородной воды в закрытой склянке раствор мутнеет.

Вариант 5

1. Объясните закономерности в изменении таких свойств водородных соединений в ряду $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{Po}$, как летучесть, термическая устойчивость, сила кислот в водных растворах, восстановительные свойства.
2. Возможно ли получить оксид серы (VI), имея следующие вещества: Mg, Na, Cr, $\text{Na}_2\text{SO}_{3(\text{тв})}$, H_2SO_4 , Cu?
3. Закончите уравнения реакций:
- $$\text{NaHSO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{P} \rightarrow$$

4. Рассчитайте pH растворов H_2S и H_2SO_3 , учитывая первую стадию диссоциации.
5. Почему раствор сульфита натрия, стоящий некоторое время на воздухе, дает с бромидом бария осадок, не растворимый в кислотах?

Вариант 6

1. Приведите формулы оксидов и оксокислот элементов серы со степенью окисления +4. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений в подгруппе?
2. Напишите уравнения реакций получения оксидов серы (IV) и (VI) в лабораторных условиях и в промышленности.
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{SO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$$

$$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
4. Произведение растворимости сульфида кадмия составляет $7,1 \cdot 10^{-28}$. Произойдет ли осаждение сульфида кадмия, если к 11 мл 1 н. нитрата кадмия прибавили такой же объем 0,01 н. сульфида натрия?
5. Смещается ли равновесие диссоциации H_2S в водном растворе при добавлении аммиака?

Вариант 7

1. Каково строение молекулы триоксида серы? В каком состоянии гибридизации находятся валентные орбитали атома серы в молекуле?
2. Как можно, используя цинк, серу и серную кислоту, получить сероводород? Что будет происходить с подкисленным раствором перманганата калия, если через него пропустить сероводород?
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})} \rightarrow$$

4. Во сколько раз концентрация ионов H^+ в 1 н. растворе серной кислоты H_2SO_4 больше, чем в 1 н. растворе сернистой кислоты H_2SO_3 ?
5. Как объяснить, что сульфид цинка ZnS в отличие от сульфида магния MgS не растворяется в уксусной кислоте?

Вариант 8

1. Каково строение молекулы воды? Каков характер связи $\text{O} - \text{H}$ в молекуле? Чем объясняется склонность молекул воды к образованию ассоциатов?
2. Какой реакцией сопровождается нагревание серы в кипящих растворах щелочей? Назовите продукты реакции. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства полученных соединений.
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{FeCl}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})} \rightarrow$$
4. В 3 л насыщенного при комнатной температуре раствора PbSO_4 содержится 0,132 г соли. Вычислите ПР.
5. Как можно, пользуясь сероводородным методом, разделить катионы K^+ , Mn^{2+} , Cu^{2+} ?

Вариант 9

1. Опишите строение молекул оксида серы (IV) и оксида серы (VI). Какова гибридизация атомов серы в этих соединениях?
2. Какие продукты образуются при полном и неполном сгорании сероводорода? Чем объясняется постепенное помутнение воды, содержащей растворенный в ней сероводород? Может ли H_2S выполнять функцию окислителя?
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} + \dots$$

$$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})} + \text{HBr} \rightarrow$$

4. Вычислите концентрацию ионов H^+ для 0,5 М растворов серной и сернистой кислот, учитывая первую стадию диссоциации этих кислот.
5. На какой реакции основано использование тиосульфата натрия для ликвидации остатков хлора? Напишите уравнение реакции.

Вариант 10

1. Опишите изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных способностей у кислородосодержащих соединений элементов VI группы со степенью окисления +6.
2. К какому типу реакций относится разложение сухого сульфита натрия при нагревании? Как можно обнаружить образовавшиеся ионы в продуктах реакции?
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{AuCl}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{к}) \rightarrow$$
4. Степень диссоциации H_2S первой ступени в растворе, в котором концентрация водородных ионов $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л, равна 0,141 %. Вычислите константу диссоциации сероводородной кислоты для первой ступени.
5. К растворам солей сульфата натрия, сульфита натрия, сульфида натрия и тиосульфата натрия прибавлена соляная кислота. Будет ли наблюдаться выделение газа (какого) в каждом из этих растворов?

Вариант 11

1. Опишите строение молекулы O_2 и иона S_8 с позиции метода валентных связей.
2. Как можно получить тиосульфат натрия в лаборатории? Напишите уравнения реакции взаимодействия тиосульфата натрия с хлорной водой.
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{C} + \text{SO}_2 \rightarrow$$

$$\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

4. Произведение растворимости сульфата кальция равно $6,1 \cdot 10^{-5}$. Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов 0,01 М раствора CaCl_2 и 0,02 М раствора Na_2SO_4 ?
5. Можно ли использовать в качестве осушителя концентрированную серную кислоту для газов: CO_2 , H_2S , HI ? Ответ обоснуйте.

Вариант 12

1. Рассмотрите строение молекул SO_2 и SO_3 с позиции метода ВС.
2. Напишите уравнения реакций получения O_2 в лаборатории.
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$$

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
4. Выпадает ли осадок сульфата кальция ($\text{ПР} = 6,1 \cdot 10^{-5}$), если к 0,1 л 0,01 М $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ прибавлено 0,4 л 0,01 н. H_2SO_4 ? Степень электролитической диссоциации $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4 равна 95 %.
5. Какие ионы образуются в растворе, если пропускать SO_2 : а) в соляную кислоту, где находятся кусочки цинка; б) в воду, содержащую NaOH или Cl_2 ?

Вариант 13

1. Опишите строение молекулы SO_2 с позиции метода валентных связей.
2. Напишите уравнения реакций получения сероводорода в лаборатории различными способами. Можно ли для получения сероводорода из сульфидов использовать азотную кислоту?
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к})} \rightarrow$$

$$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$$
4. 10 г сульфата бария промыли одним литром воды. Сколько вещества осталось? $\text{ПР}_{\text{BaSO}_4} = 1,1 \cdot 10^{-10}$
5. Предложите способы химической идентификации ионов SO_3^{2-} и SO_4^{2-} при их совместном присутствии в водном растворе.

Вариант 14

1. Если наряду с σ -связями атом серы образует π -связи, то как в этих случаях определяется число АО, участвующих в гибридизации. Приведите примеры.
2. Какие химические процессы лежат в основе нитрозного и контактного способа получения серной кислоты?
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{AgNO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
4. Имеется одномолярный и 1%-ый раствор серной кислоты. Оцените pH этих растворов.
5. Является ли взаимодействие твердого сульфита натрия с концентрированной серной кислотой реакцией окисления-восстановления? Дайте мотивированный ответ.

Вариант 15

1. Укажите закономерность изменения полярности связи элемент-кислород в молекулах ЭО₂ (Э-S, Se, Te, Po). Как изменяются кислотно-основные свойства ЭО₂, при переходе от S к Po? Приведите примеры кислотно-основных реакций с участием оксидов.
2. Как получают сульфид водорода? За счет, каких процессов он образуется в природе? Какими свойствами характеризуется?
3. Закончите уравнения реакций:

$$\text{NaHSO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

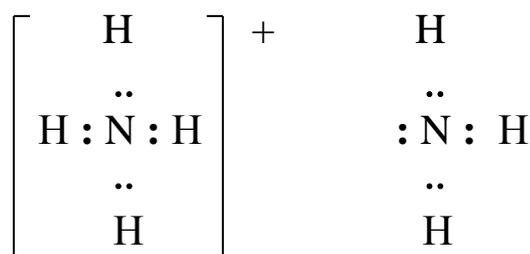
$$\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
4. Чему равна α , $[\text{H}^+]$ и pH в растворе H₂S концентрации 0,1 моль/л?
5. Какие процессы протекают последовательно при пропускании сероводорода в раствор едкого натра и при добавлении едкого натра в насыщенный водный раствор сероводорода? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 12. Р – элементы V группы

Задачи с решением

Пример 1. Каким типом гибридизации АО азота описывается образование иона NH_4^+ и молекулы NH_3 ? Какова пространственная структура этих частиц?

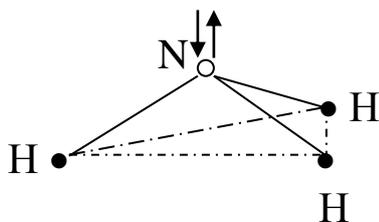
Решение. Как в ионе аммония, так и в молекуле аммиака валентные электронный слой атома азота содержит четыре электронных пары:



Поэтому в обоих случаях электронные облака атома азота будут максимально удалены друг от друга при sp^3 -гибридизации, когда их оси направлены к вершинам тетраэдра. При этом в ионе NH_4^+ все вершины тетраэдра заняты атомами водорода, так что этот ион имеет тетраэдрическую с атомом азота в центре тетраэдра.

При образовании молекулы аммиака атомы водорода занимают только три вершины тетраэдра, а к четвертой вершине направлено электронное облако неподеленной электронной пары атома азота.

Это можно представить следующей схемой:



Образовавшаяся фигура – тригональная пирамида с атомом азота в ее вершине и атомами водорода в вершинах основания.

Пример 2. Вычислить рН 1/400 М раствора КОН.

Решение. Принимая, что активность иона $[OH^-]$ практически равна его концентрации, находим

$$[OH^-] = \frac{1}{400} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$pOH = 3 - \lg 2,5 = 3 - 0,4 = 2,6;$$

$$pH = 14 - 2,6 = 11,4.$$

Пример 3. Вычислить степень гидролиза NH_4NO_3 в 0,1 М растворе соли и рН раствора.

Решение.

$$K_a = \frac{[NH_3] \cdot [H^+]}{[NH_4^+]} = 5,7 \cdot 10^{-10}.$$

Учитывая, что $[NH_3] = [H^+]$, а $[NH_4^+]$ практически соответствует концентрации соли $C_{\text{соли}}$ (моль/л), находим

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_{\text{соли}}} = \frac{[H^+]^2}{0,1},$$

$$\text{откуда } [H^+] = \sqrt{5,7 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,55 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л},$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(7,55 \cdot 10^{-6}) = 5,1,$$

а h – доля молей соли, подвергшаяся гидролизу, составляет

$$h = \frac{7,5 \cdot 10^{-6}}{0,1} = 7,5 \cdot 10^{-5}.$$

Пример 4. Вычислить растворимость S и концентрацию ионов в растворе Ag_3PO_4 (ПР = $1,3 \cdot 10^{-20}$).

Решение. Для четырехионного электролита зависимость ПР от S определяется выражением $ПР = 27S^4$, откуда

$$S = \sqrt[4]{\frac{1,3 \cdot 10^{-20}}{27}} = \sqrt[4]{0,048 \cdot 10^{-20}} = \sqrt[4]{480 \cdot 10^{-24}} = 4,7 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л};$$

$$[PO_4^{3-}] = S = 4,7 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л},$$

$$[Ag^+] = 3S = 3 \cdot 4,7 \cdot 10^{-6} = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$

Вариант 1

1. Дайте общую характеристику р-элементов V группы периодической системы на основании электронного строения их атомов.
2. Какие равновесные системы существуют в водном растворе аммиака, и как они смещаются при нагревании раствора, при добавлении кислот, щелочей, ионов-комплексобразователей? Раствор аммиака относится к сильным или слабым основаниям?
3. Опишите строение оксида фосфора (III). Уравнениями реакций покажите, как этот оксид взаимодействует: а) с водой и растворами щелочей при обычной температуре; б) с горячей водой, в результате чего образуется фосфин и фосфорная кислота.
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{P}_2\text{H}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
5. Найдите концентрацию ионов водорода в растворах одноосновных сильных кислот, если их молярная концентрация одинакова и равна 0,01 М.

Вариант 2

1. Напишите электронную формулу атома фосфора в нормальном и возбужденном состоянии. Чему равны максимальные значения ковалентности и степени окисления фосфора?
2. Как влияет концентрация азотной кислоты на степень ее восстановления металлами? Имеет ли при этом значение активность металла?
3. Какие свойства фосфористой кислоты H_3PO_3 указывают на то, что в водном растворе она является только двухосновной? В связи с этим, какое строение молекулы ей можно приписать?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow$$

$$\text{Na}_2\text{HPO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
5. Вычислите pH 5%-ых растворов азотной и азотистой кислот ($\rho = 1,12$ г/мл).

Вариант 3

1. Чему равно число валентных орбиталей и валентных электронов в атоме азота? Какое максимальное значение ковалентности и степени окисления это определяет?
2. Каковы свойства нитратов по таким параметрам, как растворимость, взаимодействие с кислотами, гидролиз, окислительно-восстановительные возможности?
3. Как можно получить оксид фосфора (V), если исходным веществом является: фосфор, P_2O_3 , $Ca_3(PO_4)_2$? В виде каких димерных молекул находится этот оксид в парообразном состоянии?
4. Закончите уравнения реакций:

$$Mg_3P_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$$

$$Al + KNO_3 + KOH \rightarrow$$
5. Чему равна молярная концентрация HNO_3 , если pH раствора равен 2?

Вариант 4

1. Объясните строение молекул N_2 и P_4 с позиции методов ВС.
2. Какое из соединений NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH принципиально не может быть окислителем, и в какой мере может проявляться эта способность у двух остальных?
3. Как получить фосфорную кислоту из фосфатных минералов?
4. Закончите уравнения реакций:

$$NO + HClO \rightarrow$$

$$H_3PO_3 + HNO_{3(к)} \rightarrow$$
5. Будут ли иметь одинаковые значения pH 1 н растворы аммиака и гидроксида калия? $K(NH_4OH) = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Вариант 5

1. Известно, что максимальная валентность атома азота равна четырем. Объясните, почему образование пяти ковалентных свя-

зей атомом энергетически невыгодно и поэтому никогда не осуществляется в соединениях.

- Покажите электронно-ионными уравнениями все возможные случаи восстановления азотной кислоты.
- Приведите уравнения реакций, протекающих при контакте: а) оксида фосфора (V) с водой; б) оксида фосфора (III) с концентрированной серной кислотой.
- Закончите уравнения реакций:

$$\text{PH}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{KNO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
- Найти pH 5%-ого раствора H_3PO_4 , учитывая диссоциацию кислоты только по 1-й стадии ($\rho = 1,02$ г/мл).

Вариант 6

- Какие орбитали атома фосфора принимают участие в образовании химических связей с другими элементами в следующих соединениях и ионах P_4 , PCl_5 , PF_6^- ? Каковы валентные возможности фосфора? Чем он в этом отношении отличается от своего аналога – азота?
- Напишите процессы, протекающие при смешивании хлороводородной и концентрированной азотной кислот. Для чего применяется эта смесь? Какие частицы в этой смеси являются «действующим началом»?
- Как из природного фосфита получают фосфорную кислоту, суперфосфат, преципитат? Какое из этих соединений наиболее богато содержанием P_2O_5 (%)?
- Закончите уравнения реакций:

$$\text{Na}_2\text{HPO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
- Вычислите степень диссоциации и pH в 0,5 н. растворе HNO_2 .

Вариант 7

- Рассмотрите строение молекул N_2 и NH_3 по методу ВС.
- При контакте серы и древесного угля с расплавленным нитратом калия происходит их загорание. В чем горят сера и уголь?

3. Получите фосфин и гипофосфит калия взаимодействием фосфора Р и раствора KOH.
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{PH}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Zn} + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$$
5. Определите pH раствора HNO₃, полученного при растворении в 40 л воды массы кислоты, которая образовалась при окислении 67,2 л аммиака (н. у.).

Вариант 8

1. Покажите строение молекулы азотной кислоты и дайте краткую характеристику ее свойствам.
2. Все ли валентные возможности использует атом азота при образовании молекулы NH₃? Чем определяется геометрическая форма молекулы и меньшее значение валентного угла HNH по сравнению с теоретическим?
3. Почему посуду, в которой производились опыты с фосфором, необходимо после работы подержать некоторое время в растворе медного купороса (CuSO₄)? Напишите уравнения реакций.
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{NaOH} + \text{NO}_2 \rightarrow$$
5. Вычислите произведение растворимости фосфата свинца, если в 0,5 л насыщенного раствора содержится $6 \cdot 10^{-6}$ г растворенной соли.

Вариант 9

1. Чему равны и какими связями определяются степень окисления и ковалентность азота в молекуле HNO₃?
2. Покажите на примерах два возможных типа термического разложения солей аммония в зависимости от окислительной способности аниона.
3. Какие соединения образует фосфор с водородом? Как построены фосфористые водороды? Как они называются и как их можно получить?

4. Закончите уравнения реакций:



5. Вычислите константу гидролиза ортофосфата натрия в 1,5 М растворе Na_3PO_4 .

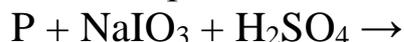
Вариант 10

1. Опишите строение молекул NH_3 и PH_3 . Все ли валентные электроны используют атомы азота и фосфора при образовании этих молекул? Чем определяется геометрическая форма молекул?

2. Что делает молекулу NH_3 способной к образованию аммонийных солей и комплексов с ионами металлов?

3. Какие соединения образует фосфор с галогенами, какие вещества получаются при взаимодействии треххлористого и пятихлористого фосфора с водой? Как доказать, что одним из продуктов гидролиза является фосфористая кислота, а другим – фосфорная?

4. Закончите уравнения реакций:



5. К 2,5 М раствору гидроксида аммония прибавили равный объем 0,1 н. раствора гидроксида калия. Вычислите концентрацию NH_4^+ в растворе.

Вариант 11

1. Какие орбитали атома фосфора в чистом или гибридном состоянии образуют согласно методу ВС связи в молекулах PCl_3 , PCl_5 и в каком из этих соединений ковалентность фосфора больше степени его окисления и атом фосфора имеет неподеленную электронную пару? Возможно ли для азота образование аналогичных соединений?

2. Как получают аммиак в лаборатории и промышленности? Приведите примеры реакций, характерных для аммиака.

3. Как получают фосфор в свободном состоянии из природных соединений? Какие еще соединения фосфора можно получить из фосфорита?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
5. Рассчитайте pH раствора, в 0,4 л которого содержится 0,39 моль NH_3 , если $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Вариант 12

1. Ионным или ковалентным соединением является фосфин PH_3 ? Какую конфигурацию имеет его молекула? Почему электронодонорные свойства этой молекулы слабее, чем для молекулы аммиака?
2. Дайте краткую характеристику азотной кислоты.
3. Какой состав имеет фосфорноватистая кислота? Как можно ее получить из белого фосфора? Каковы ее основность и окислительно-восстановительные свойства?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{P}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
5. Рассчитайте константу и степень гидролиза соли NH_4NO_3 . $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Вариант 13

1. Опишите строение молекул NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH . Какое из этих соединений не может быть окислителем?
2. Возможно ли получение азотной кислоты из воздуха и воды? Как получают ее в промышленности и лаборатории?
3. Что образуется при кипячении красного фосфора с концентрированной азотной кислотой? Напишите уравнения реакций.
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{NO} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

5. Водородный показатель 0,003 н. раствора NaH_2PO_2 равен 9,5. Вычислите степень гидролиза этой соли.

Вариант 14

1. Какие свойства фосфористой кислоты H_3PO_3 указывают на то, что в водном растворе она является только двухосновной? В связи с этим, какое строение молекулы ей надо приписать?
2. Назовите все оксиды, которые образует азот. Покажите электронное строение этих молекул, способы получения, свойства.
3. Сравните свойства водородных соединений азота и фосфора. Что общего между ними и чем они отличаются друг от друга?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{Zn} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$$

$$\text{P} + \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
5. Рассчитайте pH раствора, содержащего 0,02 моль HNO_2 и 0,15 моль NaNO_2 в 1000 г воды.

Вариант 15

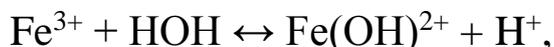
1. Как изменяется устойчивость водородных соединений элементов от мышьяка к висмуту? Какое из них разлагается еще в момент его образования? Как изменяется устойчивость sp^3 – гибридного состояния орбиталей в атомах p – элементов V группы от азота к висмуту? Объясните.
2. Покажите три типа термического разложения нитратов на примерах KNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 .
3. Как можно получить фосфорную кислоту, имея в качестве исходного вещества свободный фосфор?
4. Закончите уравнения реакций:

$$\text{PH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$$

$$\text{N}_2\text{O} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
5. Рассчитайте константу и степень гидролиза соли NH_4NO_2 .

Пример 2. Составьте уравнения реакций взаимодействия при смешивании растворов нитрата железа (III) и карбоната натрия.

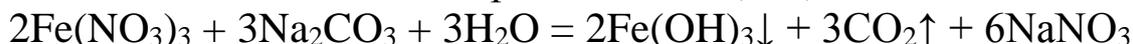
Решение. В растворе нитрата железа (III) протекает гидролиз по катиону:



а в растворе карбоната натрия – по аниону:



Гидролиз этих солей обычно ограничивается первой ступенью. При смешивании растворов этих солей ионы H^+ и OH^- взаимодействуют, образуя молекулы слабого электролита H_2O , который уходит из реакционной сферы. Это приводит к тому, что усиливается гидролиз каждой из солей до образования $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и CO_2 .



Пример 3. Произведение растворимости MgS при 25°C равно $2,0 \cdot 10^{-15}$. Образуется ли осадок MgS при смешении равных объемов 0,004 н. раствора нитрата магния и 0,0006 н. раствора сульфида натрия?

Решение. При смешении равных объемов растворов объем смеси стал в 2 раза больше каждого из взятых растворов, а концентрация каждого из растворенных веществ уменьшилась вдвое, т. е.

$C_{\text{Mg}(\text{NO}_3)_2} = 0,002\text{н.}$; $C_{\text{Na}_2\text{S}} = 0,0003\text{н.}$ Для определения концентрации ионов Mg^{2+} и S^{2-} необходимо перевести молярную концентрацию эквивалента смешиваемых растворов в молярную:

$$C_{\text{Mg}(\text{NO}_3)_2} = 0,002\text{н.} = 0,001\text{M}; \quad C_{\text{Na}_2\text{S}} = 0,0003\text{н.} = 0,00015\text{M}.$$

Концентрации ионов Mg^{2+} и S^{2-} соответственно равны:

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}; \quad C_{\text{S}^{2-}} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Найдем произведение концентраций этих ионов:

$$C_{\text{Mg}^{2+}} \cdot C_{\text{S}^{2-}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}.$$

Полученное произведение концентраций ионов Mg^{2+} и S^{2-} больше PP_{MgS} . Следовательно, осадок MgS образуется.

Вариант 1

1. Чем отличаются электронные структуры атомов щелочных металлов от электронных структур атомов элементов подгруппы меди? Как влияют электронные структуры этих атомов элементы подгрупп на свойства их гидроксидов и на способность этих элементов образовывать комплексные соединения?
2. До какой степени окисления окисляется железо: а) разбавленной и концентрированной HCl; б) разбавленной и концентрированной H₂SO₄; в) разбавленной HNO₃? Напишите уравнения реакций.
3. Укажите тип гибридизации орбиталей молибдена и геометрическую форму комплексного иона [MoF₆]³⁻. Пара- или диамагнитные свойства проявляет данный комплекс?
4. Как относятся цинк и кадмий к разбавленным и концентрированным кислотам – соляной, серной и азотной? Напишите уравнения реакций.
5. Закончите уравнения реакций:

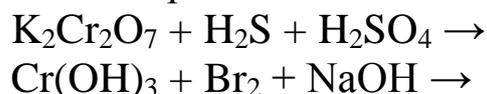
**Вариант 2**

1. Укажите различие в строении атомов титана и германия. Как это влияет на характер их оксидов и гидроксидов?
2. Какие реакции протекают при действии на кристаллический перманганат калия: а) концентрированной H₂SO₄; б) концентрированной HCl; в) при нагревании?
3. Напишите формулы комплексных соединений железа: гексацианоферрата (II) калия и гексацианоферрата (III) калия и распределите электроны атома железа по квантовым ячейкам при образовании комплексов. Какие из этих соединений являются парамагнитными?
4. Как и почему изменяется термическая устойчивость и кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду: Zn(OH)₂ – Cd(OH)₂ – Hg(OH)₂?
5. Закончите уравнения реакций:



Вариант 3

1. Напишите формулы оксидов ванадия и укажите, как изменяется их химический характер при переходе от низшей степени окисления к высшей.
2. Напишите молекулярные уравнения реакций, соответствующих переходу ионов: а) MnO_4^- - Mn^{2+} ; б) MnO_4^- - MnO_2 ; в) Mn^{2+} - MnO_4^- .
3. Напишите формулы комплексных соединений никеля: хлорида гексаамминникеля (II) и хлорида гексацианоникеля (II) и распределите электроны атома никеля по квантовым ячейкам при образовании комплексов. Какие из этих соединения являются парамагнитными? Какова геометрическая форма молекул этих соединений?
4. Сравните кислотно-основный характер гидроксидов CuOH и $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Какой из этих гидроксидов обладает амфотерными свойствами? Напишите уравнения реакций, подтверждающие его амфотерный характер.
5. Закончите уравнения реакций:



Вариант 4

1. Какие степени окисления характерны для хрома, молибдена и вольфрама? Приведите формулы оксидов и укажите их кислотно-основный характер.
2. К раствору сульфата марганца на воздухе добавлено: а) KOH ; б) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) KMnO_4 . Какое соединение марганца получится при этом в каждом случае? Напишите уравнения реакций.
3. На смесь растворов солей железа (II) и железа (III) действовали в одном случае сероводородной водой, в другом – раствором сульфида аммония. Какие реакции протекали в каждом случае? Напишите уравнения реакций.

4. Почему для d-элементов II-группы более характерно образование комплексов, чем для s-элементов I-группы?

5. Закончите уравнения реакций:



Вариант 5

1. Как объяснить склонность d-элементов к комплексообразованию? Как изменяется координационное число ионов-комплексообразователей в периоде, группе? У каких d-элементов и почему координационные числа наиболее высоки?

2. Напишите формулы возможных оксидов марганца и соответствующих им гидроксидов. Укажите их свойства: кислотные, основные и амфотерные.

3. Какие продукты практически получаются при гидролизе сульфата и сульфида хрома (III) в разбавленных водных растворах при комнатной температуре? Напишите уравнения соответствующих реакций. Что следует добавить в раствор сульфата хрома (III), чтобы ослабить гидролиз этой соли?

4. Чем объяснить, что для всех лантаноидов (f-элементов) наиболее характерна степень окисления +3? Атомы, каких из этих элементов могут иметь степень окисления +2, +4?

5. Закончите уравнения реакций:



Вариант 6

1. Как изменяется характер оксидов и гидроксидов d-элементов при переходе от соединений элементов с низшими степенями окисления к соединениям со средними и высшими степенями окисления металлов?

2. Напишите уравнения двух реакций, при помощи которых можно различить в растворе железо в степенях окисления +2, +3.

3. Почему при взаимодействии растворов сульфата хрома (III) и сульфида аммония в осадок выпадает гидроксид хрома (III)? Напишите уравнение реакции.
4. Чем обусловлено сходство в химических свойствах лантоноидов (f-элементов) и лантана (d-элемента)?
5. Закончите уравнения реакций:

$$\text{Ag} + \text{HNO}_{3(\text{к})} \rightarrow$$

$$\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$$

Вариант 7

1. Охарактеризуйте свойства s-элементов как восстановителей. Как изменяются восстановительные свойства элементов в периоде, группе?
2. Гидроксид меди (II) растворим в разбавленных кислотах и в растворе аммиака. Однотипны ли протекающие при этом реакции? Напишите в молекулярном и ионном виде соответствующие уравнения реакций.
3. Напишите уравнения реакций, которые характеризуют кислотно-основные свойства оксидов: а) Cr_2O_3 ; б) CrO_3 ; в) MoO_3 ; г) WO_3 .
4. Как объяснить, что из всех гидроксидов d-элементов III группы только гидроксид скандия обладает амфотерными свойствами?
5. Закончите уравнения реакций:

$$\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$$

$$\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{HCl} \rightarrow$$

Вариант 8

1. Напишите электронные формулы атомов цинка и кадмия. Какой из этих элементов обладает более выраженными металлическими свойствами? Почему? Подтвердите это уравнениями реакций.
2. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций взаимодействия гидроксида хрома (III): а) с раствором серной кислоты; б) с раствором едкого кали.

3. К раствору, содержащему соли кальция, бериллия и магния, добавили избыток раствора едкого натра. Напишите ионные уравнения всех реакций, которые при этом произошли? Какие ионы оказались в растворе?
4. Чем обусловлена склонность атомов и ионов железа, кобальта и никеля к образованию координационных соединений? Приведите примеры.
5. Закончите уравнения реакций:

$$\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$$

Вариант 9

1. Какие критерии лежат в основе классификации элементов на металлы и неметаллы? В чем условность этого деления?
2. Как получить из оксида хрома (III): а) хромат калия; б) хромит калия?
3. В каких кислотах растворяется марганец и в каких – рений? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Образуется ли осадок сульфида железа (II), если через 0,01 N раствор сульфата железа (II) пропускать до насыщения сероводород?
5. Закончите уравнения реакций:

$$\text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{KMnO}_4 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

Вариант 10

1. Проанализируйте величины первых потенциалов ионизации для элементов, отнесенных к металлам и неметаллам. В каких пределах изменяется эта величина у металлов?
2. Напишите уравнения реакций, которые характеризуют кислотно-основные свойства оксидов: а) оксид хрома (III); б) оксид хрома (VI); в) оксид молибдена (VI); г) оксид вольфрама (VI).
3. Напишите уравнения двух реакций получения манганатов путем: а) окисления; б) восстановления соответствующих соединений марганца.

4. Напишите ионные уравнения гидролиза: FeSO_4 ; NiSO_4 ; $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$.
5. Закончите уравнения реакций:
- $$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$$
- $$\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

Вариант 11

1. Классифицируйте металлы по их способности растворяться в воде, растворах кислот и щелочей.
2. Какой из оксидов имеет более кислотный характер:
 V_2O_5 или Nb_2O_3 ;
 V_2O_5 или Ta_2O_3 ?
3. Напишите уравнения реакций, в которых из сульфата марганца (II) получаются: а) гидроксид марганца (II); б) диоксид марганца; в) марганцовая кислота.
4. Как изменяется устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в рядах оксидов и гидроксидов хрома:
 $\text{CrO} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}_3$; $\text{Cr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$?
5. Закончите уравнения реакций:
- $$\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$$
- $$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

Вариант 12

1. Перечислите свойства, которые определяют принадлежность щелочных и щелочноземельных металлов к типичным металлам.
2. Какой из двух гидроксидов проявляет более основные свойства: $\text{Ti}(\text{OH})_4$ или $\text{Zr}(\text{OH})_4$; $\text{Ti}(\text{OH})_4$ или $\text{Ti}(\text{OH})_3$? Ответ мотивируйте.
3. Напишите реакции взаимодействия хлорида железа (III) со щелочью в расплаве и растворе.
4. Напишите возможные координационные формулы соединений $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Какой тип изомерии они иллюстрируют?
5. Закончите уравнения реакций:
- $$\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$$



Вариант 13

1. Объясните порядок заполнения электронами d- и f-подуровней в атомах элементов побочных подгрупп периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Как при этом проявляется правило Гунда?
2. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить переходы:

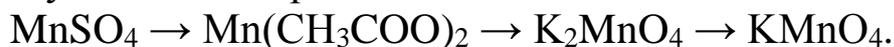


3. Как перевести соль железа (II) в соль железа (III)? Как осуществить обратный переход? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов 0,01 N раствора нитрата марганца (II) и сульфида калия?
5. Закончите уравнения реакций:

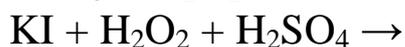


Вариант 14

1. Объясните место d- и f-элементов в периодах и группах периодической системы.
2. Какую реакцию среды показывают растворы солей: KNO_3 , K_2S , KCH_3COO ? Напишите ионные уравнения реакций гидролиза соответствующих солей.
3. Какой из ионов Fe^{2+} , Co^{2+} или Ni^{2+} обладает более сильными восстановительными свойствами? Приведите примеры реакций, в которых проявляется это различие.
4. Осуществите переход:



5. Закончите уравнения реакций:



Вариант 15

1. Сравните валентные возможности d- и f-элементов с валентными возможностями s- и p-элементов, расположенных с ними в одной и той же группе.
2. Какие из указанных газов: H_2S , H_2 , Cl_2 , CO_2 будут поглощаться раствором едкого натра? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Почему при приготовлении водных растворов солей железа (III) добавляют кислоту?
4. Как изменяется характер диссоциации в водных растворах гидроксидов марганца с увеличением степени окисления его атомов? Объясните характер этого изменения.
5. Закончите уравнения реакций:



ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 14. Коллоидные системы

Дисперсной системой называется гетерогенная система, в которой одна из фаз представлена мелкими частицами, равномерно распределенными в объеме другой однородной фазы.

Всякая дисперсная система состоит из дисперсной фазы и дисперсионной среды.

Дисперсионную фазу составляют мелкоизмельченные частицы, равномерно распределенные в дисперсной системе.

Дисперсионную среду составляет однородная непрерывная фаза, в которой распределены частицы дисперсной фазы.

Классификация дисперсионных систем

1. По размеру частиц дисперсионной фазы:

Размер частиц, м	Название систем	Основные признаки	
		прозрачность	Прохождение частиц через фильтр
$10^{-6} - 10^{-4}$	Микрогетерогенные: Суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли	мутные	Не проходят через бумажный фильтр
$10^{-9} - 10^{-6}$	Ультрамикродисперсионные: Коллоидные растворы	Прозрачные, опалесцируют при боковом освещении	Проходят через бумажный фильтр, но не проходят через животные и растительные мембраны
$10^{-10} - 10^{-9}$	Молекулярно – дисперсные: истинные растворы низкомолекулярных веществ	прозрачные	Проходят через животные и растительные мембраны

2. По агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды:

Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Обозначение	название
твердая	Газ	Т/Г	Дымы, туман
жидкая	Газ	Ж/Г	Туманы
твердая	Жидкая	Т/Ж	Суспензии, коллоидные растворы
жидкая	Жидкая	Ж/Ж	Эмульсии
газ	Жидкая	Г/Ж	Пены

3. По характеру взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой:

Лиофобные системы: коллоидные растворы со стабилизатором (золи), суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли	Лиофильные системы: коллоидные растворы ПАВ и ВМС
Слабое взаимодействие между дисперсионной фазой и дисперсионной средой	Сильное взаимодействие между дисперсионной фазой и дисперсионной средой
Образуются за счет затраты энергии извне	Образуются самопроизвольно
Эндэргонический процесс	Экзэргонический процесс
Термодинамически неустойчивы	Термодинамически устойчивы
Необходим стабилизатор	Стабилизатор не требуется

4. По структурно-механическим свойствам:

Свободно дисперсные системы: лиозоли, суспензии, эмульсии, кровь, аэрозоли (туманы, дымы, пыли)	Связнодисперсные системы: Лиогели, студни, волокнистые и пористые капиллярные системы (костная ткань)
Дисперсная фаза неподвижна, так как представлена отдельными не связанными между собой частицами, более или менее равномерно распределенными в объеме дисперсионной среды	Дисперсионная фаза практически неподвижна, так как образует сплошную структуру (сетку, каркас), внутри которой заключена дисперсионная среда

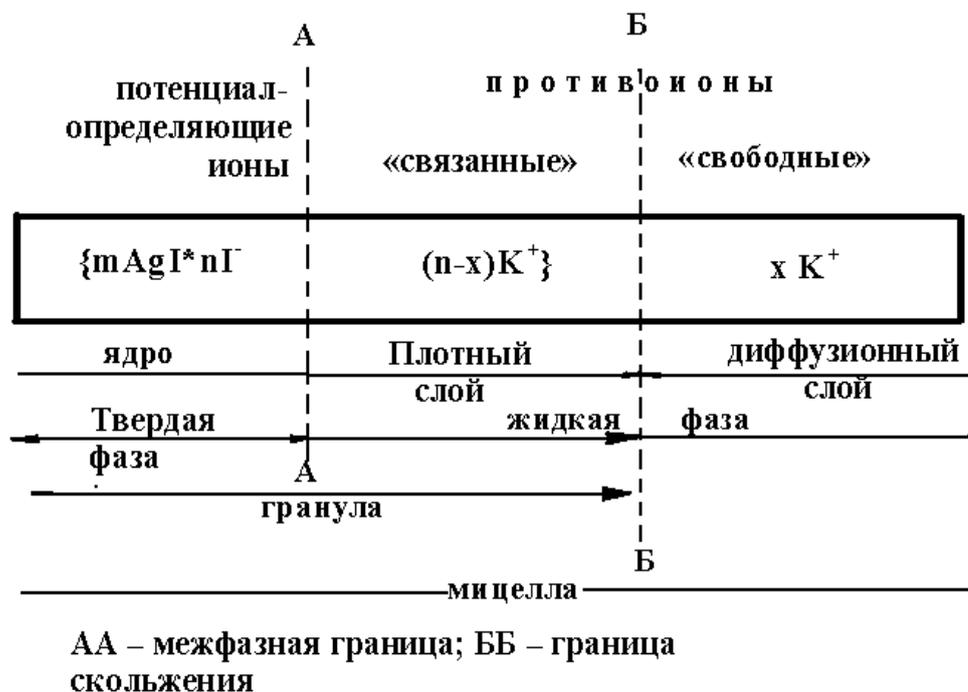
Строение мицеллы

Мицеллой лиофобной системы называется гетерогенная микросистема, которая состоит из микрокристалла дисперсной фазы, окруженного сольватированными ионами стабилизатора.

Мицелла состоит из электронейтрального агрегата и ионогенной частицы.

Ядром мицеллы лиофобного коллоидного раствора называется микрокристалл малорастворимого вещества, на поверхности которого адсорбированы потенциалопределяющие ионы, сообщающие заряд ядру мицеллы.

Рассмотрим образование мицеллы на примере взаимодействия разбавленных водных растворов нитрата серебра и иодида калия, взятого в избытке, ионы которого выполняют роль стабилизатора. Реакция протекает по уравнению:



При написании формул мицелл необходимо учитывать, какие ионы присутствуют в растворе и какие из них и могут адсорбироваться ядром частицы в соответствии с правилом Пескова – Фаянса.

Коагуляция. Порог коагуляции

Коагуляцией называется процесс слипания и укрупнения коллоидных частиц. Чтобы вызвать коагуляцию золей добавлением электролитов, необходимо брать электролит в определенном количестве. То наименьшее количество электролита, которое вызывает начало явной (заметной) коагуляции, определяет **порог коагуляции**. У золей порог коагуляции обычно невелик и выражается в долях миллимолей электролита на литр золя.

$$\gamma = \frac{C \cdot \nu}{\omega} \cdot 10^3,$$

где γ – порог коагуляции (*ммоль/л*); C – концентрация электролита (*моль/л*); ν – минимальное число миллилитров электролита, достаточное для коагуляции ω мл золя; ω – суммарной объем золя (складывается из исходного количества золя и объема электролита).

Следует отметить, что **коагулирующая способность** электролитов (ионов) неодинакова и может быть определена как величина, обратная порогу коагуляции:

$$КС = \frac{1}{\gamma},$$

где КС – коагулирующая способность электролитов; γ – порог коагуляции, *моль/л*.

Коагулирующим действием обладает лишь тот ион электролита, который несет заряд, противоположный заряду коллоидной частицы. Такой ион называется коагулирующим ион. Его коагулирующая способность зависит от заряда: чем выше заряд коагулирующего иона, тем больше выражена его коагулирующая способность и тем ниже порог коагуляции – **правило Шульце-Гарди**.

Согласно теории Дерягина и Ландау, зависимость порога коагуляции от валентности коагулирующего иона:

$$\gamma = \frac{A}{z^6},$$

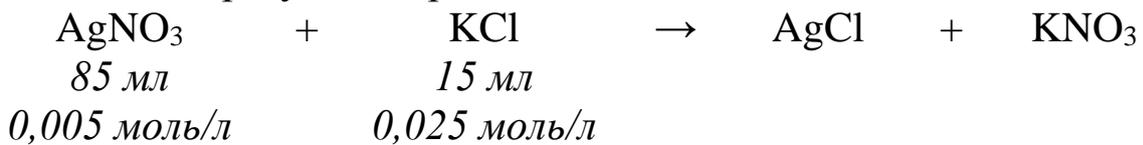
где A – коэффициент, зависящий от сил ванн-дер-ваальсовского взаимодействия, диэлектрической постоянной среды, температуры. Из этого уравнения вытекает соотношение порогов коагуляции для одно-, двух и трехвалентных ионов:

$$\gamma_{z1} : \gamma_{z2} : \gamma_{z3} = \frac{1}{1^6} : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 730 : 11 : 1.$$

Задачи с решением

Пример 1. Для получения золя хлорида серебра смешали 15 мл 0,025 М хлорида калия с 85 мл 0,005 М нитрата серебра. Написать формулу мицеллы полученного золя.

Решение. Золь хлорида серебра получен методом химической конденсации в результате реакции:



Определяем, какой из растворов взят в избытке.

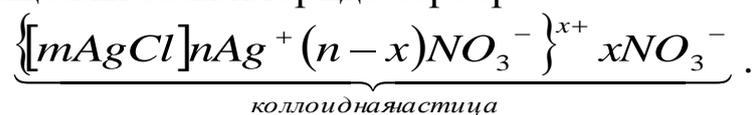
Число моль хлорида калия: $15 \text{ мл} \cdot 0,025 \text{ моль/л} = 0,375 \text{ ммоль}$,

число моль нитрата серебра: $85 \text{ мл} \cdot 0,005 \text{ моль/л} = 0,425 \text{ ммоль}$.

В растворе имеется избыток нитрата серебра.

Ядро коллоидной частицы AgCl, на поверхности ядра из дисперсионной среды будут адсорбироваться ионы Ag^+ (потенциалоопределяющие ионы), они образуют так называемый неподвижный слой ионов. Противоионы – ионы NO_3^- – частично адсорбируются на поверхности ядра частицы (т. е. входят в состав неподвижного слоя), а частично располагаются в жидкости вблизи коллоидной частицы (т.е. входят в состав неподвижного слоя), а частично располагаются в жидкости вблизи коллоидной частицы, образуя диффузный или неподвижный слой ионов.

Формула мицеллы золя хлорида серебра:



Пример 2. В три колбы налито по 100 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора хлорида калия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора сульфата натрия, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора фосфата натрия. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Решение. а) Пороги коагуляции вычисляем по формуле:

$$\gamma = \frac{C \cdot v_{эл.}}{v_{эл.} + v_{золь}} \cdot 1000;$$

$$\gamma(KCl) = \frac{1 \cdot 10,5}{10,5 + 100} \cdot 1000 = 95 \text{ ммоль / л},$$

$$\gamma(Na_2SO_4) = \frac{0,01 \cdot 62,5}{62,5 + 100} \cdot 1000 = 3,8 \text{ ммоль / л},$$

$$\gamma(Na_3PO_4) = \frac{0,001 \cdot 37,0}{37,0 + 100} \cdot 1000 = 0,27 \text{ ммоль / л}.$$

б) Электролиты KCl, Na₂SO₄ и Na₃PO₄ содержат катионы одинакового заряда и анионы с разными зарядами. Чем больше заряд аниона, тем меньше порог коагуляции. Наибольшей коагулирующей способностью обладает анион PO₄³⁻. На основании полученных данных приходим к выводу, что частицы золя Fe(OH)₃ заряжены положительно.

в) Отношение коагулирующей способности анионов будет:

$$\frac{1}{\gamma(PO_4^{3-})} : \frac{1}{\gamma(SO_4^{2-})} : \frac{1}{\gamma(Cl^-)} = \frac{1}{0,27} : \frac{1}{3,8} : \frac{1}{95} = 325 : 25 : 1.$$

Вариант 1

1. Напишите возможную формулу мицеллы карбоната бария, считая, что ядро мицеллы образуют агрегаты BaCO₃ и потенциалопределяющие ионы Ba²⁺, а противоионы Cl⁻ образуют адсорбционный и диффузный слои.
2. Какие системы называют дисперсными?
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоля карбоната бария, стабилизированного хлоридом бария.
4. Для получения золя бромида серебра смешали 15 мл 0,025 М бромида калия с 85 мл 0,005 М нитрата серебра. Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя BaCO₃. Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора хлорида натрия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора сульфата калия, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора фосфата натрия. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак

заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 2

1. Напишите возможную формулу мицеллы иодида свинца, считая ядро мицеллы образуют агрегаты PbI_2 и потенциалопределяющие ионы I^- , а противоионы K^+ образуют адсорбционный и диффузный слой.
2. Дайте определение коллоидным растворам.
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль сульфата бария, стабилизированного сульфатом калия.
4. Для получения золя сульфида железа (II) смешали 15 мл 0,025 М сульфида натрия с 85 мл 0,005 М сульфата железа(II). Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя PbI_2 . Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора хлорида натрия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора хлорида кальция, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора хлорида железа (III). Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 3

1. Напишите возможную формулу мицеллы сульфата бария, считая, что ядро мицеллы образуют агрегаты $BaSO_4$ и потенциалопределяющие ионы SO_4^{2-} , а противоионы K^+ образуют адсорбционный и диффузный слой.
2. Агрегативная устойчивость – это?
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль иодида свинца, стабилизированного иодидом калия.
4. Для получения золя хлорида серебра смешали 15 мл 0,025 М хлорида калия с 85 мл 0,005 М нитрата серебра. Напишите формулу мицеллы полученного золя.

5. В три колбы налито по 100 мл золя BaSO_4 . Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора хлорида натрия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора хлорида стронция, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора хлорида алюминия. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 4

1. Напишите возможную формулу мицеллы бромида серебра, считая ядро мицеллы образуют агрегаты AgBr и потенциалопределяющие ионы Br^- , а противоионы K^+ образуют адсорбционный и диффузный слой.
2. Какую устойчивость называют кинетической?
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль сульфида железа, стабилизированного сульфидом натрия.
4. Для получения золя сульфида никеля (II) смешали 15 мл 0,025 М сульфида натрия с 85 мл 0,005 М хлорида никеля (II). Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя FeS . Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора иодида калия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора хлорида бария, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора хлорида стронция. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 5

1. Напишите возможную формулу мицеллы гидроксида железа, считая ядро мицеллы образуют агрегаты $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и потенциалопределяющие ионы Fe^{3+} , а противоионы NO_3^- образуют адсорбционный и диффузный слой.
2. Какой процесс называют коагуляцией? Какие виды коагуляции вы знаете?
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль сульфида никеля, стабилизированного хлоридом никеля.

4. Для получения золя гидроксида алюминия смешали 15 мл 0,025 М гидроксида натрия с 85 мл 0,005 М хлорида алюминия. Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя NiS. Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора нитрата калия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора селената натрия, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора арсената натрия. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 6

1. Напишите возможную формулу мицеллы хлорида серебра, считая ядро мицеллы образуют агрегаты AgCl и потенциалоопределяющие ионы Cl⁻, а противоионы K⁺ образуют адсорбционный и диффузный слой.
2. Дайте определение истинным растворам.
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль хлорида серебра, стабилизированного нитратом серебра.
4. Для получения золя иодида серебра смешали 15 мл 0,025 М иодида калия с 85 мл 0,005 М нитрата серебра. Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя AgCl. Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора хлорида натрия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора сульфата натрия, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора фосфата натрия. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 7

1. Напишите возможную формулу мицеллы гидрозоль сульфида свинца, считая, что ядро мицеллы образуют агрегаты PbS и потенциалоопределяющие ионы Pb²⁺, а противоионы NO³⁻ образуют адсорбционный и диффузный слой.
2. Отличие лиофильных и лиофобных коллоидных систем.

3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль бромида серебра, стабилизированного нитратом серебра.
4. Для получения золя сульфида цинка смешали 15 мл 0,025 М сульфида аммония с 85 мл 0,005 М сульфата цинка. Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя As_2S_3 . Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора нитрата натрия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора сульфата калия, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора фосфата калия. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 8

1. Схема мицеллы диоксида марганца имеет вид:

$$\{[nMnO_2] m MnO_4^- \cdot (m - k) K^+ \cdot yH_2O\}^{x-} \cdot x K^+ \cdot z H_2O.$$
Назовите части строения мицеллы.
2. Какие системы называют дисперсными?
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль иодида серебра, стабилизированного иодидом калия.
4. Для получения золя сульфида мышьяка смешали 15 мл 0,025 М сульфида натрия с 85 мл 0,005 М хлорида мышьяка. Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя AgI . Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора нитрата калия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора хлорида бария, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора хлорида кобальта (III). Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 9

1. Схема мицеллы хлорида серебра имеет вид:

$$\{[nAgCl] m Ag^+ \cdot (m - k) NO_3^-\}^{x+} \cdot x NO_3^-.$$

Назовите части строения мицеллы.

2. Отличие агрегативной устойчивости от кинетической.
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоля сульфида цинка, стабилизированного сульфидом аммония.
4. Для получения золя иодида свинца смешали 15 мл 0,025 М иодида калия с 85 мл 0,005 М нитрата свинца. Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя AgBr. Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора сульфата натрия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора хлорида кальция, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора нитрата алюминия. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 10

1. Напишите возможную формулу мицеллы, считая, что ядро мицеллы образуют агрегаты $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ и потенциалопределяющие ионы HSiO_3^- , а противоионы H^+ образуют адсорбционный и диффузный слои.
2. Приведите классификацию дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды.
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоля бромида серебра, стабилизированного бромидом калия.
4. Для получения золя карбоната бария смешали 15 мл 0,025 М карбоната натрия с 85 мл 0,005 М хлорида бария. Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя ZnS. Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора хлорида натрия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора хлорида цинка, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора хлорида хрома (III). Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 11

1. Схема мицеллы сульфата бария имеет вид:

$$\{[n\text{BaSO}_4] m \text{SO}_4^{2-} \cdot 2(m - k) \text{K}^+\}_{2^{x-}} \cdot 2x \text{K}^+$$
 Назовите части строения мицеллы.
2. Какое явление называется седиментацией?
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоля гидроксида железа (III), стабилизированного нитратом железа (III).
4. Для получения золя сульфата бария смешали 15 мл 0,025 М сульфата натрия с 85 мл 0,005 М хлорида бария. Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя Fe(OH)₃. Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора нитрата натрия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора арсената натрия, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора фосфата натрия. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 12

1. Схема мицеллы хлорида серебра имеет вид:

$$\{[n\text{AgCl}] m \text{Cl}^- \cdot (m - k) \text{K}^+\}_{x-} \cdot x \text{K}^+$$
 Назовите части строения мицеллы.
2. В чем суть методов диспергирования и конденсации?
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоля гидроксида алюминия, стабилизированного гидроксидом натрия.
4. Для получения золя хлорида серебра смешали 15 мл 0,025 М нитрата серебра с 85 мл 0,005 М хлорида кальция. Напишите формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя AgCl. Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора хлорида калия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора нитрата свинца, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора хлорида железа. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 13

1. Схема мицеллы гидроксида железа (III) имеет вид:

$$\{[n\text{Fe}(\text{OH})_3] m \text{Fe}^{3+} \cdot 3(m - k) \text{NO}_3^-\}^{3x+} 3x \text{NO}_3^-.$$
 Назовите части строения мицеллы.
2. Опишите структуру свободнодисперсных и связнодисперсных систем.
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль золота, стабилизированного ауратом (III) калия.
4. Для получения золь гидроксида железа (III) смешали 15 мл 0,025 М гидроксида натрия с 85 мл 0,005 М хлорида железа (III). Напишите формулу мицеллы полученного золь.
5. В три колбы налито по 100 мл золь $\text{Al}(\text{OH})_3$. Чтобы вызвать явную коагуляцию золь, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора нитрата калия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора хлорида бария, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора хлорида хрома. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золь; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 14

1. Напишите возможную формулу мицеллы золь золота, считая, что ядро мицеллы образуют агрегаты Au и потенциалопределяющие ионы AuO_2^- , а противоионы K^+ образуют адсорбционный и диффузный слои.
2. Какое явление называют седиментацией?
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль сульфида мышьяка, стабилизированного сульфидом натрия.
4. Для получения золь хлорида серебра смешали 15 мл 0,025 М нитрата серебра с 85 мл 0,005 М соляной кислоты. Написать формулу мицеллы полученного золь.
5. В три колбы налито по 100 мл золь AgI . Чтобы вызвать явную коагуляцию золь, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора нитрата натрия, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора сульфата калия, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора фосфата калия.

Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

Вариант 15

1. Схема мицеллы золя золота имеет вид:

$$\{[\text{Au}] m \text{AuO}^- \cdot (m - k) \text{K}^+\}^{x-} \times \text{K}^+.$$

Назовите части строения мицеллы.
2. Коллоидным раствором называют
3. Составьте формулу и объясните строение мицеллы гидрозоль хлорида серебра, стабилизированного хлоридом кальция.
4. Для получения золя сульфата бария смешали 15 мл 0,025 М хлорида бария с 85 мл 0,005 М сульфатом натрия. Написать формулу мицеллы полученного золя.
5. В три колбы налито по 100 мл золя As_2S_3 . Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, в первую колбу добавили 10,5 мл 1 М раствора нитрата серебра, во вторую – 62,5 мл 0,01 М раствора сульфата калия, в третью – 37,0 мл 0,001 М раствора фосфата калия. Вычислить: а) пороги коагуляции; б) определить знак заряда частиц золя; в) отношение коагулирующей способности ионов.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

Вариант 1

1. Как изменится скорость химической реакции $2A + 2B = C$, если температуру смеси понизить на $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($\gamma = 3$)?
2. Дана химическая реакция $N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$, константа равновесия которой равна 0,26, а равновесная концентрация $NO_2 = 0,28$ моль/л. Вычислить равновесную и исходную концентрации N_2O_4 .
3. Какой объем 0,2 М раствора HCl нужно прибавить для осаждения серебра к 25 мл 0,2 н раствора нитрата серебра?
4. Какой объем 96%-ного раствора серной кислоты с плотностью $1,84\text{ г/см}^3$ и какую массу воды нужно взять для приготовления 100 г 15%-ного раствора серной кислоты.
5. Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей Li_2CO_3 , $NiSO_4$, KBr . Определить реакцию среды в растворах.
6. К раствору $FeCl_3$ добавили раствор Na_2S . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать какой выпадает осадок и выделяется газ.
7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 2

1. Реакция протекает по уравнению $2 A \rightleftharpoons B$. Исходная концентрация вещества A равна 0,2 моль/л, а константа равновесия равна 0,5. Вычислить равновесные концентрации A и B .
2. В какую сторону сместится равновесие в системах:

$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2 - 52,94\text{ кДж}$$

$$CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2 + 42,71\text{ кДж}$$
 а) при повышении давления, б) при понижении температуры?
3. Приготовить 200 мл 1 н раствора фосфорной кислоты из 80%-ного раствора с плотностью $1,5\text{ г/см}^3$.

4. Сколько грамм соли и воды содержится в 250 г 20 % раствора соли?
5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза K_2SO_3 , $Cu(NO_3)_2$, $NaCl$. Определить реакцию среды в растворах.
6. К раствору $Fe(NO_3)_3$ добавили раствор Na_2S . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать какой выпадает осадок и выделяется газ.
7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 3

1. Как изменится скорость химической реакции

$$2 CO + O_2 \rightleftharpoons 2 CO_2 + Q,$$
 если давление увеличится в 4 раза?
2. Определите константу равновесия, если равновесные концентрации в системе $Cl_2 + CO \rightleftharpoons COCl_2$ равны 2,5; 1,8 и 3,2 моль/л.
3. Раствор содержит 490 г серной кислоты в 1 л. Вычислить C_m , C_n , ω % ($\rho = 1,3$ г/см³).
4. Сколько мл 67%-ного раствора ($\rho = 1,2$ г/см³) азотной кислоты необходимо для получения 2 л 0,5 М раствора?
5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза K_2CO_3 , $NiSO_4$, $LiCl$. Определить реакцию среды в растворах.
6. Составить ионные и молекулярные уравнения взаимодействия $AlCl_3$ и Na_2CO_3 с учетом гидролиза, указать осадок и газ.
7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 4

1. В системе $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$ константа равновесия равна 1. Начальные концентрации $C(CO_2) = 2$ моль/л, $C(H_2) = 10$ моль/л. Определите равновесные концентрации.

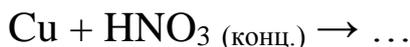
2. Составить константу равновесия для гетерогенной системы $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4 \text{CO} \rightleftharpoons 3 \text{Fe} + 4 \text{CO}_2$. Как влияет повышения давления на сдвиг химического равновесия?
3. Вычислить C_{H} гидроксида калия, если на нейтрализацию 0,035 л 0,3 н раствора соляной кислоты израсходовали 0,02 л гидроксида калия.
4. Рассчитайте C_{M} , C_{H} для 5%-ного раствора хлорида бария ($\rho = \text{г/см}^3$).
5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза Al_2S_3 , ZnSO_4 , NaCl . Определить реакцию среды в растворах.
6. Составить ионные и молекулярные уравнения с учетом гидролиза взаимодействия ZnCl_2 и Na_2S , указать осадок и выделяющийся газ.
7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 5

1. Скорость химической реакции при охлаждении от 80 до 60 0С уменьшилась в 4 раза. Определить температурный коэффициент (γ) скорости химической реакции.
2. Равновесие в системе $\text{Cl}_2 + \text{CO} \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ установилось при равновесных концентрациях $[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = [\text{COCl}_2] = 0,011$ моль/л. Определите константу равновесия данной реакции и исходные концентрации CO и Cl_2 .
3. В растворе объемом 200 мл содержится 12 г гидроксида натрия. Определите молярную концентрацию раствора.
4. Определите C_{M} и C_{H} 20%-ного раствора фосфорной кислоты с плотностью 1,1 г/см³.
5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза K_2SO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, CaCO_3 . Определить реакцию среды в растворах.
6. К раствору $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_2$ добавили раствор Na_2CO_3 . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать какой выпадает осадок и выделяется газ. Написать уравнения в ионном виде.

7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

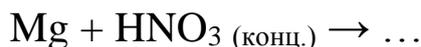


Вариант 6

1. При некоторой температуре константа равновесия равна 0,26 в системе $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,28. Определить равновесную и исходную концентрации N_2O_4 .
2. В какую сторону сместится равновесие в системах:



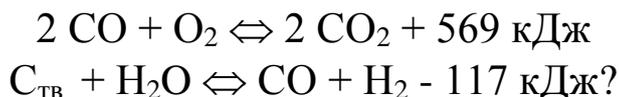
- а) при повышении давления, б) при понижении температуры?
Записать константу равновесия для приведенных реакций в общем виде.
3. Какой объем 96%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,8 г/см³ нужно взять для приготовления 5 л 0,5 н раствора серной кислоты?
 4. Сколько грамм соляной кислоты содержится в 1 л 10%-ного раствора с $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$?
 5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза Na_2S , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KCl . Определить реакцию среды в растворах.
 6. К раствору FeCl_3 добавили раствор Na_2CO_3 . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать какой выпадает осадок и выделяется газ.
 7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 7

1. Обратимая реакция протекает по уравнению $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$. Равновесные концентрации составляют $[\text{NO}] = 0,04 \text{ моль/л}$, $[\text{O}_2] = 0,2 \text{ моль/л}$, $[\text{NO}_2] = 0,16 \text{ моль/л}$. Определить константу равновесия и исходные концентрации NO и O_2 .

2. Как повлияет повышение давления и понижение температуры на равновесие в системах:



Записать константу равновесия для приведенных реакций в общем виде.

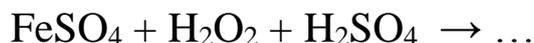
3. Определите ω % концентрацию соли, если 2 л раствора содержат 120 г соли ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$).
4. Сколько мл 20%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 1 л 0,2 н раствора?
5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, NaCH_3COO , KCl . Определить реакцию среды в растворах.
6. К раствору $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ добавили раствор K_2S . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать, какой выпадает осадок и выделяется газ.
7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 8

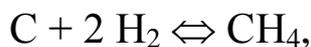
1. Равновесные концентрации в системе $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$ равны соответственно 0,04, 0,06 и 0,02 моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации SO_2 и O_2 .
2. Написать математическое выражение скорости прямой реакции в системах:
- $$2 \text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{N}_2\text{O},$$
- $$\text{С}_{\text{тв.}} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons 2 \text{CO}.$$
- Записать константу равновесия для приведенных реакций в общем виде.
3. Сколько мл 96%-ного раствора серной кислоты с плотностью $1,83 \text{ г/см}^3$ нужно взять для приготовления 100 мл 2 М раствора серной кислоты?
4. Вычислить какое количество $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 50 г 5%-ного раствора в расчете на безводную соль.

5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза Na_2CO_3 , AlCl_3 , K_2SO_4 . Определить реакцию среды в растворах.
6. К раствору FeCl_3 добавили раствор Na_2S . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать какой выпадает осадок и выделяется газ.
7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 9

1. Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода в системе $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$, чтобы скорость реакции возросла в 100 раз?
2. В какую сторону сместится равновесие в системах при уменьшении давления:



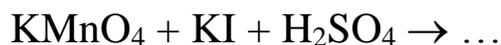
Записать константу равновесия для приведенных реакций в общем виде.

3. Смешаны 300 г 40%-ного раствора и 700 г 10%-ного раствора серной кислоты. Вычислить ω % в полученном растворе.
4. Вычислить C_n и C_m в 49 % растворе фосфорной кислоты ($\rho = 1,33$ г/мл).
5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза Na_2SO_4 , K_2CO_3 , CoCl_2 . Определить реакцию среды в растворах.
6. К раствору NiSO_4 добавили раствор K_2S . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать, какой выпадает осадок и выделяется газ.
7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 10

1. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования NO_2 по реакции $2 \text{NO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ возросла в 100 раз?
2. Определите равновесную концентрацию водорода в системе $2 \text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$, если исходная концентрация HI равна 0,05 моль/л, а константа равновесия 0,02.
3. Вычислить ω % вещества в 10 н растворе серной кислоты с плотностью 1,29 г/мл³.
4. Сколько мл 40%-ного раствора фосфорной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл³) требуется для приготовления 3 л 0,15 н раствора.
5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза Na_2S , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KCl . Определить реакцию среды в растворах.
6. К AlCl_3 добавили раствор K_2S . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать, какой выпадает осадок и выделяется газ.
7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

**Вариант 11**

1. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость реакции возросла в 30 раз ($\gamma = 2,5$)?
2. С системе $2 \text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NOCl}$ исходные концентрации оксида азота и хлора соответственно равны 0,5 и 0,2 моль/л. К моменту равновесия прореагировало 20 % NO . Вычислить константу равновесия реакции.
3. Сколько мл 8 н раствора гидроксида натрия можно приготовить из 1 кг 42%-ного раствора ($\rho = 1,2$ г/мл)?
4. Вычислить C_m и C_n для 6,91 % раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ с плотностью 1,04 г/см³.
5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, KBr , CaCO_3 . Определить реакцию среды в растворах.

- К раствору AlCl_3 добавили раствор K_2CO_3 . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать, какой выпадает осадок и выделяется газ.
- Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 12

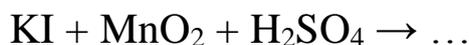
- Равновесные концентрации в системе $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$ равны соответственно 0,02, 0,03 и 0,01 моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации SO_2 и O_2 .
- Скорость химической реакции $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ при концентрации $[\text{NO}] = 0,3$, $[\text{O}_2] = 0,15$ моль/л составила $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л·с. Определите константу скорости химической реакции.
- Сколько мл 67%-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$) необходимо для получения 1 л 0,5 М раствора?
- Раствор содержит 98 г серной кислоты в 0,5 л. Определите C_m и C_n концентрации.
- Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2PO_4 , NaCl . Определить реакцию среды в растворах.
- К раствору $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ добавили раствор Na_2CO_3 . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать, какой выпадает осадок и выделяется газ.
- Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 13

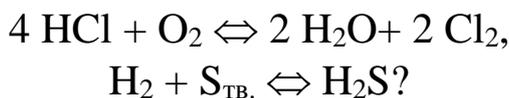
- Как изменится скорость реакции $2 \text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NOCl}$ при увеличении а) концентрации NO в 2 раза; б) концентраций NO и Cl_2 в 4 раза? Составить константу равновесия для данной реакции.

- Из 2 молей CO и 2 молей Cl₂ образуется 0,45 моля COCl₂. Вычислить константу равновесия реакции CO + Cl₂ ⇌ COCl₂.
- Определить нормальную и молярную концентрации 68,3%-ного раствора нитрата серебра (ρ = 2,18 г/см³).
- Сколько литров 0,1 н раствора серной кислоты можно приготовить из 70 мл 50%-ного раствора серной кислоты с ρ = 1,4 г/см³?
- Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза ZnSO₄, Fe₂(CO₃)₃, Li₂SO₄. Определить реакцию среды в растворах.
- К раствору Al₂(SO₄)₃ добавили раствор Na₂CO₃. Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать, какой выпадает осадок и выделяется газ.
- Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



Вариант 14

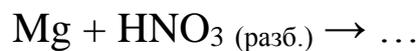
- Во сколько раз следует увеличить концентрацию CO в системе $2 \text{CO} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{C}$, чтобы скорость химической реакции увеличилась в 4 раза? Составить выражение для константы равновесия.
- В какую сторону сместится равновесие при повышении давления в системах:



Записать константу равновесия для приведенных реакций в общем виде.

- Вычислить нормальную концентрацию 20%-ного раствора соляной кислоты с плотностью 1,1 г/см³.
- Сколько мл 92%-ного раствора серной кислоты (ρ = 1,1 г/см³) нужно взять для приготовления 50 мл 1 М раствора?
- Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза Na₂CO₃, NiCl₂, LiNO₃. Определить реакцию среды в растворах.

6. К раствору CrCl_3 добавили раствор K_2S . Составить все уравнения реакций с учетом гидролиза. Указать, какой выпадает осадок и выделяется газ.
7. Составить уравнение реакций и подобрать коэффициенты методом электронно-ионного баланса.



ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

Стандартные теплоты образования ΔH^0 , энтропии S^0 и энергии Гиббса образования ΔG^0 некоторых веществ

Вещество	ΔH^0 , кДж/моль	S^0 , Дж/моль·град	ΔG^0 , кДж/моль
Al (т)	0	28	0
Al ₂ O ₃ (т)	- 1674	51	- 1582
Al ₂ (SO ₄) ₃	3439	239	- 3101
As ₂ O ₅ (т)	-913	105	-782
B ₂ O ₃ (т)	-1272	54	-1193
С (графит)	2	2	3
С (алмаз)	0	5,74	0
СО (г)	-110,5	197,5	-137
СО ₂ (г)	-393,5	214	-394
CS ₂ (г)	117	238	67
CH ₄	-75	186	-51
C ₂ H ₂	130	201	209
C ₃ H ₈	-104	270	-24
CaCO ₃	-1207	93	-1129
CaO	-635,5	40	-604
Cl ₂	0	223	0
Cl ₂ O	76	266	93
F ₂	0	203	0
Fe	416	180	371
FeO	-265	61	-244
Fe ₂ O ₃	-822	87	-740
Fe ₃ O ₄	-1117	146	-1014
H ₂	0	131	0
HCl(г)	-92	187	-95
HF(г)	-268	174	-273
HI(г)	27	206,5	2
H ₂ O(ж)	-286	70	-237

Вещество	ΔH^0 , кДж/моль	S^0 , Дж/моль·град	ΔG^0 , кДж/моль
H ₂ O(г)	-242	189	-229
I ₂ (т)	0	116	0
I ₂ (г)	62	260,5	19
I ₂ (ж)	22	137	16
Mg(т)	0	33	0
MgO(т)	-602	26	-570
MnO ₂ (т)	-521,5	53	-467
Mn ₃ O ₄ (т)	-1388	155	-1283
N ₂	0	200	0
NH ₃ (г)	-46	193	-17
NO	90	211	87
N ₂ O	82	220	104
NH ₄ NO ₃	-365	151	-184
O ₂	0	205	0
O ₃	142	239	163
P (т)	0	41	0
P (г)	315	163	278
PH ₃ (г)	5	210	13
PF ₅ (г)	-1593	296	-1517
PCl ₅ (г)	-366	364,5	-305
S ₂ (г)	128	228	79
SO ₂ (г)	-297	248	-300
SO ₃ (г)	-396	256	-370
SO ₃ (ж)	-439	122	-368
Se(т)	0	42	0
SeO ₂ (т)	-226	67	-172
H ₂ Se(г)	33	219	20
Sn (т)	0	52	0
SnH ₄ (г)	162	229	188
SnO (т)	-286	56	-257
SnO ₂ (т)	-581	52	-520
SiO ₂ (т)	-908	43	-854

**Константы диссоциации слабых электролитов
в водных растворах при 25⁰С**

Электролит	Формула	<i>K</i>	<i>pK</i>
Азотистая кислота	HNO ₂	4*10 ⁻⁴	3,4
Азотная кислота	HNO ₃	4,36*10	-1,64
Аммония гидроксид	NH ₄ OH	1,8*10 ⁻⁵	4,74
Борная кислота (орто)	H ₃ BO ₃	(I) 5,8*10 ⁻¹⁰ (II) 1,8*10 ⁻¹³ (III) 1,6*10 ⁻¹⁴	9,24 12,74 13,80
Бромноватистая кислота	HBrO	2,1*10 ⁻⁹	8,7
Водорода пероксид	H ₂ O ₂	2,6*10 ⁻¹²	11,58
Кремниевая кислота	H ₂ SiO ₃	(I) 2,2*10 ⁻¹⁰ (II) 1,6*10 ⁻¹²	9,66 11,80
Муравьиная кислота	HCOOH	1,8*10 ⁻⁴	3,74
Роданистоводородная кислота	HSCN	1,4*10 ⁻¹	0,85
Селенистая кислота	H ₂ SeO ₃	(I) 3,5*10 ⁻³ (II) 5*10 ⁻⁸	2,46 7,3
Селеноводород	H ₂ Se	(I) 1,7*10 ⁻⁴ (II) 1*10 ⁻¹¹	3,77 11,0
Серная кислота	H ₂ SO ₄	(I) 1*10 ³ (II) 1,2*10 ⁻²	-3 1,9
Сернистая кислота	H ₂ SO ₃	(I) 1,6*10 ⁻² (II) 6,3*10 ⁻⁸	1,8 7,2
Сероводород	H ₂ S	(I) 6*10 ⁻⁸ (II) 1*10 ⁻¹⁴	7,2 14,0
Теллуристая кислота	H ₂ TeO ₃	(I) 3*10 ⁻³ (II) 2*10 ⁻⁸	2,5 7,7
Теллуристоводород	H ₂ Te	(I) 1*10 ⁻³ (II) 1*10 ⁻¹¹	3,0 11,0

Электролит	Формула	K	pK
Угольная кислота	H_2CO_3	(I) $4,5 \cdot 10^{-7}$ (II) $4,7 \cdot 10^{-11}$	6,35 10,33
Уксусная кислота	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,74
Фосфорная кислота (орто)	H_3PO_4	(I) $7,5 \cdot 10^{-3}$ (II) $6,3 \cdot 10^{-8}$ (III) $1,3 \cdot 10^{-12}$	2,12 7,20 11,9
Фтороводород	HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Хлорноватистая кислота	$HClO$	$5,0 \cdot 10^{-8}$	7,3
Хлоруксусная кислота	$CH_2ClCOOH$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	2,86
Хлористоводородная кислота	HCl	$1 \cdot 10^7$	-7
Циановодород	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,1
Щавелевая кислота	$H_2C_2O_4$	(I) $5,4 \cdot 10^{-2}$ (II) $5,4 \cdot 10^{-5}$	1,27 4,27

Таблица 3

**Произведения растворимости
малорастворимых электролитов при 25⁰С**

Электролит		ПР	$-\lg$ ПР
AgBr	Бромид серебра	$6 \cdot 10^{-13}$	12,2
AgCl	Хлорид серебра	$1,8 \cdot 10^{-10}$	9,74
Ag ₂ CrO ₄	Хромат серебра	$4 \cdot 10^{-12}$	11,4
AgI	Иодид серебра	$1,1 \cdot 10^{-16}$	15,96
Ag ₂ S	Сульфид серебра	$6 \cdot 10^{-50}$	49,2
Ag ₂ SO ₄	Сульфат серебра	$2 \cdot 10^{-5}$	4,7
BaCO ₃	Карбонат бария	$5 \cdot 10^{-9}$	8,3
BaCrO ₄	Хромат бария	$1,6 \cdot 10^{-10}$	9,8
BaSO ₄	Сульфат бария	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,97
BaF ₂	Фторид бария	$1,7 \cdot 10^{-6}$	5,77

Электролит		ПР	-lg ПР
CaCO ₃	Карбонат кальция	5*10 ⁻⁹	8,3
CaC ₂ O ₄	Оксалат кальция	2*10 ⁻⁹	8,7
CaF ₂	Фторид кальция	4*10 ⁻¹¹	10,4
CaSO ₄	Сульфат кальция	1*10 ⁻⁵	5
Ca ₃ (PO ₄) ₂	Фосфат кальция	1*10 ⁻²⁹	29
Cd(OH) ₂	Гидроксид кадмия	2*10 ⁻¹⁴	13,7
CdS	Сульфид кадмия	1,6*10 ⁻²⁸	27,8
Cu(OH) ₂	Гидроксид меди (II)	2,2*10 ⁻²⁰	19,66
CuS	Сульфид меди (II)	6*10 ⁻³⁶	35,2
Fe(OH) ₂	Гидроксид железа (II)	1*10 ⁻¹⁵	15,0
Fe(OH) ₃	Гидроксид железа (III)	3,8*10 ⁻³⁸	37,42
FeS	Сульфид железа (II)	5*10 ⁻¹⁸	17,3
HgS	Сульфид ртути (II)	1,6*10 ⁻⁵²	51,8
MgCO ₃	Карбонат магния	2*10 ⁻⁵	4,7
MnCO ₃	Карбонат марганца	1*10 ⁻¹¹	11,0
MnS	Сульфид марганца	2,5*10 ⁻¹⁰	9,60
PbBr ₂	Бромид свинца	9,1*10 ⁻⁶	5,04
PbCl ₂	Хлорид свинца	2*10 ⁻⁵	4,7
PbCO ₃	Карбонат свинца	7,5*10 ⁻¹⁴	13,12
PbCrO ₄	Хромат свинца	1,8*10 ⁻¹⁴	13,75
PbI ₂	Иодид свинца	8,0*10 ⁻⁹	8,1
PbS	Сульфид свинца	1*10 ⁻²⁷	27
PbF ₂	Фторид свинца	3,2*10 ⁻⁸	7,50
PbSO ₄	Сульфат свинца	1,6*10 ⁻⁸	7,80
Sn(OH) ₂	Гидроксид олова (II)	6*10 ⁻²⁷	26,2
Sn(OH) ₄	Гидроксид олова (IV)	1*10 ⁻⁵⁶	56
SrCrO ₄	Хромат стронция	3,6*10 ⁻⁵	4,44
SrSO ₄	Сульфат стронция	3,2*10 ⁻⁷	6,49
Zn(OH) ₂	Гидроксид цинка	1*10 ⁻¹⁷	17,0
ZnS	Сульфид цинка	1,6*10 ⁻²⁴	23,80
ZnCO ₃	Карбонат цинка	1,5*10 ⁻¹¹	10,82

**Константы нестойкости комплексных ионов
в водных растворах при 25⁰С**

Схема диссоциации комплексного иона	<i>K</i>	<i>pK</i>
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-8}$	7,03
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NO}_2^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	2,7
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$	12,9
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$	20,9
$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Au}^+ + 2\text{CN}^-$	$5,0 \cdot 10^{-39}$	38,3
$[\text{Au}(\text{CN})_4]^- \leftrightarrow \text{Au}^{3+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-56}$	56
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$7,6 \cdot 10^{-8}$	7,2
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,8 \cdot 10^{-18}$	17,1
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$7,75 \cdot 10^{-6}$	5,1
$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + 4\text{SCN}^-$	$5,5 \cdot 10^{-3}$	2,26
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$	12,7
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \leftrightarrow \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,0 \cdot 10^{-31}$	30,3
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$8,5 \cdot 10^{-16}$	15,1
$[\text{HgBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$	27
$[\text{HgI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,5 \cdot 10^{-30}$	29,8
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$	41,4
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$1,9 \cdot 10^{-9}$	8,7
$[\text{PbCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,1
$[\text{PbBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-3}$	3
$[\text{PdBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pd}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$8 \cdot 10^{-17}$	16,1
$[\text{PdCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pd}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,3 \cdot 10^{-13}$	12,2
$[\text{PdI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,3 \cdot 10^{-25}$	24,9
$[\text{Pd}(\text{SCN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pd}^{2+} + 4\text{SCN}^-$	$2,5 \cdot 10^{-28}$	27,6
$[\text{PtCl}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pt}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$2,5 \cdot 10^{-17}$	16,6
$[\text{PtBr}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pt}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$4 \cdot 10^{-21}$	20,4
$[\text{PtI}_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Pt}^{2+} + 4\text{I}^-$	$2,5 \cdot 10^{-30}$	29,6
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4] \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$3,46 \cdot 10^{-10}$	9,46

Стандартные электродные потенциалы в водных растворах

Электродный процесс	E^0 , В
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	+1,116
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,246
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{NH}_4^+$	+0,275
$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	+1,09
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,76
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
$2\text{BrO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Br}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,45
$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,5
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,44
$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,037
$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,9
$\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$	+0,536
$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,21
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,45
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,085
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	+0,25
$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	+0,49
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	+0,40
$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,36
$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$	+0,153
$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+0,52
$2\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	+0,669

Электродный процесс	$E^0, \text{В}$
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+2,257
$\text{PbO}_2 + 2\bar{e} = \text{PbO}_2^{2-}$	+0,28
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{PbO} + 2\text{OH}^-$	+0,28
$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{OH}^-$	+0,2
$\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,231
$2\text{SO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10\text{OH}^-$	-0,76
$\text{S} + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,50
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,149
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,357
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
$\text{C} + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{CH}_4$	-0,132
$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,359
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,38
$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\bar{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	+1,39
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,451
$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,47
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,88
$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0,407
$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,477
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,333
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,945
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13

Стандартные восстановительные потенциалы ($T = 298 \text{ K}$)

Окисленная форма акцептор электронов	$+ n e^-$	\rightleftharpoons	Восстановленная форма донор электронов	$\varphi^\circ, \text{ В}$	
Очень слабый окислитель	$\text{Li}^+ + e^-$	\rightleftharpoons	Li	-3,05	
	$\text{Ca}^{2+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Ca	-2,87	
	$\text{Na}^+ + e^-$	\rightleftharpoons	Na	-2,71	
	$\text{Al}^{3+} + 3e^-$	\rightleftharpoons	Al	-1,66	
	$\text{Zn}^{2+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Zn	-0,76	
	$\text{Cr}^{3+} + 3e^-$	\rightleftharpoons	Cr	-0,74	
	$\text{S} + 2e^-$	\rightleftharpoons	S^{2-}	-0,51	
	$\text{Fe}^{2+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Fe	-0,44	
	$\text{Cr}^{3+} + e^-$	\rightleftharpoons	Cr^{2+}	-0,41	
	$\text{Cd}^{2+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Cd	-0,40	
	$\text{Ni}^{2+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Ni	-0,25	
	$\text{Sn}^{2+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Sn	-0,14	
	$\text{Pb}^{2+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Pb	-0,13	
	<hr/>				
		$2\text{H}^+ + 2e^-$	\rightleftharpoons	H_2	0,00
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$\text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01	
	$\text{Sn}^{4+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Sn^{2+}	+0,15	
	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e^-$	\rightleftharpoons	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,20	
	$\text{Cu}^{2+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Cu	+0,34	
	$\text{I}_2 + 2e^-$	\rightleftharpoons	2I^-	+0,54	
	$\text{MnO}_4^- + e^-$	\rightleftharpoons	MnO_4^{2-}	+0,56	
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^-$	\rightleftharpoons	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,60	
	$\text{Fe}^{3+} + e^-$	\rightleftharpoons	Fe^{2+}	+0,77	
	$\text{Ag}^+ + e^-$	\rightleftharpoons	Ag	+0,80	
	$\text{Hg}^{2+} + 2e^-$	\rightleftharpoons	Hg	+0,85	
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^-$	\rightleftharpoons	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96	
	$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + e^-$	\rightleftharpoons	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,00	
	$\text{Br}_2 + 2e^-$	\rightleftharpoons	2Br^-	+1,07	
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$	\rightleftharpoons	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,23	
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^-$	\rightleftharpoons	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33	
	$\text{Cl}_2 + 2e^-$	\rightleftharpoons	2Cl^-	+1,36	
	$\text{ClO}^- + 2\text{H}^+ + 2e^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,49	
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^-$	\rightleftharpoons	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52	
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^-$	\rightleftharpoons	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,78	
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e^-$	\rightleftharpoons	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,07	
	$\text{F}_2 + 2e^-$	\rightleftharpoons	2F^-	+2,84	

Усиление электроакцепторной способности окисленной формы

Усиление электродонорной способности восстановленной формы

Сильный окислитель

Очень слабый восстановитель

Учебное издание

Бугерко Лидия Николаевна
Кожухова Татьяна Юрьевна
Сирик Светлана Михайловна

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум

16 +

Редактор Л. М. Борискина
Технический редактор В. П. Долгих

Подписано к использованию 25.10.2018.
Заказ № 206. Объем 1,18 Мб.

Кемеровский государственный университет,
650000, г. Кемерово, ул. Красная, 6.