

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
Бийский технологический институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного
учреждения высшего профессионального образования
«Алтайский государственный технический университет
им. И.И. Ползунова»

В.В. Еремина, Е.А. Морозова

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ ГАЛОГЕНОВ

Методические рекомендации по выполнению лабораторных работ
по курсам «Общая и неорганическая химия» и «Химия элементов»
для студентов специальности 240300 «Химическая технология
энергонасыщенных материалов и изделий» и направления подготовки
240700.62 «Биотехнология» всех форм обучения

Бийск
Издательство Алтайского государственного технического
университета им. И.И. Ползунова
2013

УДК 546 (076)
Е70

Рецензент: П.В. Петреков, к. т. н., доцент БТИ АлтГТУ

Еремина, В.В.

Е70 Неорганическая химия галогенов: методические рекомендации по выполнению лабораторных работ по курсам «Общая и неорганическая химия» и «Химия элементов» для студентов специальности 240300 «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий» и направления подготовки 240700.62 «Биотехнология» всех форм обучения / В.В. Еремина, Е.А. Морозова; Алт. гос. техн. ун-т, БТИ. – Бийск: Изд-во Алт. гос. техн. ун-та, 2013. – 32 с.

В методических рекомендациях приведены теоретические сведения по теме данной лабораторной работы. Изложена методика проведения экспериментов.

Для закрепления материала в методических рекомендациях предусмотрены контрольные вопросы и задачи.

Работа выполнена в рамках современных требований СМК к изложению и качеству учебно-методического материала.

Методические рекомендации составлены в соответствии с компетентностным подходом обучения и ФГОС ВПО третьего поколения указанных специальностей и направлений подготовки.

УДК 546 (076)

Рассмотрены и одобрены
на заседании кафедры
общей химии и экспертизы товаров.
Протокол № 04 от 07.03.2013 г.

© Еремина В.В., Морозова Е.А., 2013
© БТИ АлтГТУ, 2013

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
1 Теоретическая часть	5
1.1 Общие сведения	5
1.2 Распространение в природе	5
1.3 Физические свойства галогенов	5
1.4 Химические свойства галогенов.....	6
1.4.1 Взаимодействие с водородом	6
1.4.2 Взаимодействие с водой.....	6
1.4.3 Взаимодействие со щелочами	6
1.4.4 Реакции замещения.....	6
1.4.5 Особые свойства фтора	6
1.4.6 Окислительно-восстановительная активность галогенов	7
1.5 Соединения галогенов	7
1.6 Окислительно-восстановительные свойства соединений галогенов	9
2 Экспериментальная часть	10
2.1 Получение галогенов	10
2.2 Окислительные свойства свободных галогенов.....	11
2.3 Сравнение восстановительных свойств галогеноводородов и галогенид-ионов.....	12
3 Методические рекомендации по оформлению отчета по лабораторной работе	13
4 Контрольные вопросы	13
5 Задачи	14
6 Материалы и оборудование	28
7 Основные требования техники безопасности при работе в химической лаборатории	28
Приложение А. Варианты домашних заданий	31
Литература.....	32

ВВЕДЕНИЕ

Цель данной работы – рассмотреть методы получения галогенов и их физические свойства, изучить окислительные свойства свободных галогенов, сравнить восстановительные свойства свободных галогенов и галогенид-ионов.

Выполнение данной лабораторной работы способствует развитию у студентов следующих общекультурных (ОК) и профессиональных компетенций (ПК).

Специализация 240301.65 «Химическая технология органических соединений азота» и 240302.65 «Химическая технология полимерных композиций, порохов и твердых ракетных топлив»: владение основными методами способами и средствами получения, хранения, переработки информации, наличием навыков работы с компьютером как средством управления информацией (ПК-8); способностью планировать и проводить необходимый эксперимент, корректно обрабатывать его результаты и анализировать полученные результаты (ПК-22).

Специализация 240305.65 «Автоматизированное производство химических предприятий»: владение основными методами способами и средствами получения, хранения, переработки информации, наличием навыков работы с компьютером как средством управления информацией (ПК-8).

Направление 240600.62 «Биотехнология»: стремиться к саморазвитию, повышению своей квалификации и мастерства, приобретать новые знания в области техники и технологии, математики, естественных, гуманитарных, социальных и экономических наук (ОК-7); быть способным и готовым использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ПК-1); использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы (ПК-2); уметь работать с научно-технической информацией, уметь использовать отечественный и зарубежный опыт в профессиональной деятельности, систематизировать и обобщать информацию по использованию ресурсов производства (ПК-6); владеть планированием эксперимента, обработкой и представлением полученных результатов (ПК-8).

1 ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1.1 Общие сведения

Галогены – химические элементы главной подгруппы VII группы периодической системы Д.И. Менделеева: фтор, хлор, бром, йод и астат. Внешняя электронная оболочка атомов имеет конфигурацию s^2p^5 .

Галогены характеризуются наибольшими среди всех элементов значениями сродства к электрону. Наиболее электроотрицателен фтор.

С увеличением атомной массы галогенов возрастают их ионный и ковалентный радиусы, уменьшаются энергии ионизации и электроотрицательность, следовательно, окислительная активность падает, неметаллические свойства ослабевают.

Сродство атомов галогенов к электрону и энергия диссоциации молекул возрастают от фтора к хлору, а затем уменьшаются к йоду.

Для галогенов характерны следующие степени окисления: **-1, 0**.

Кроме того, галогены могут проявлять следующие степени окисления: **+1** (HNaO и др., где Hal: Cl, Br, I), **+3** (HNaO_2 , HalF_3 , где Hal: Cl и Br), **+5** (HNaO_3 , HalF_5 и др., где Hal: Cl, Br, I), **+7** (HNaO_4 , Hal_2O_7 , HalF_7 и др., где Hal: Cl, Br).

1.2 Распространение в природе

Галогены (за исключением астата) широко распространены в природе, они входят в состав многих минералов, содержатся в морской воде; в свободном виде не встречаются. Все галогены ядовиты и обладают бактерицидными свойствами.

Содержание фтора в земной коре составляет $\sim 0,03$ масс. %. В природе встречается один изотоп: ${}^9_{19}\text{F}$. Из минералов фтора чаще всего встречаются: CaF_2 – плавленый шпат (флюорит); Na_3AlF_6 – криолит; $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ – фторапатит.

Содержание хлора в земной коре – $4,5 \cdot 10^{-2}$ масс. %. Основные минералы: NaCl – каменная соль; KCl – сильвин; $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – карналлит. В морской воде содержится до 2,5 масс. долей % NaCl.

В природе бром встречается в виде двух изотопов: ${}^{79}\text{Br}$ и ${}^{82}\text{Br}$. Содержание в земной коре – $1,4 \cdot 10^{-4}$ масс. %. Бромид-анион – постоянный спутник хлорид-аниона.

Йод встречается в виде одного изотопа: ${}^{127}\text{I}$. Содержание в земной коре – $4,0 \cdot 10^{-5}$ масс. %. Бром и йод содержатся в морской воде, в водах буровых вод скважин нефтяных месторождений, рапе соляных озер.

1.3 Физические свойства галогенов

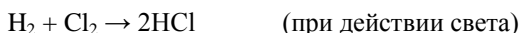
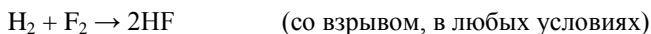
Все молекулы галогенов двухатомны F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , At_2 . В обычных условиях фтор – газ светло-желтого цвета; хлор – желто-зеленый,

ядовитый газ, с резким раздражающим запахом; бром – красно-коричневая жидкость; йод – черно-фиолетовые кристаллы с металлическим блеском; астат – твердое вещество металлического вида.

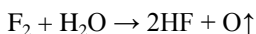
Растворимость галогенов в воде мала. При охлаждении их водных растворов выделяются кристаллогидраты (клатраты) типа: $\text{Э}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Лучше они растворяются в органических растворителях (спирт, бензол, эфир, сероуглерод и др.). Этим пользуются для извлечения брома и йода из различных смесей.

1.4 Химические свойства галогенов

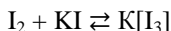
1.4.1 Взаимодействие с водородом



1.4.2 Взаимодействие с водой

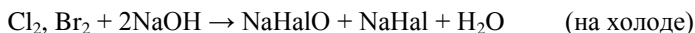
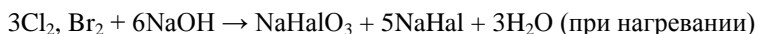
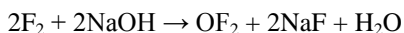


Раствор хлора в воде называют хлорной водой, раствор брома – бромной водой. Так как растворимость йода в воде чрезвычайно мала, то йодную воду готовят, растворяя I_2 в KI .



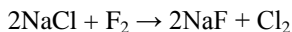
Хлорной, бромной и йодной водой пользуются как свободными галогенами.

1.4.3 Взаимодействие со щелочами



1.4.4 Реакции замещения

Каждый галоген может вытеснить из солей последующий.



1.4.5 Особые свойства фтора

Так с серой и фосфором он взаимодействует при температуре жидкого воздуха (-190°C):

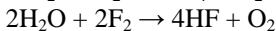
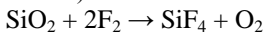


Фтор окисляет некоторые инертные газы:



Непосредственно не взаимодействует только с He, Ne и Ar.

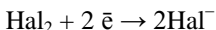
В атмосфере фтора горят такие стойкие вещества, как стекло (стекловата):



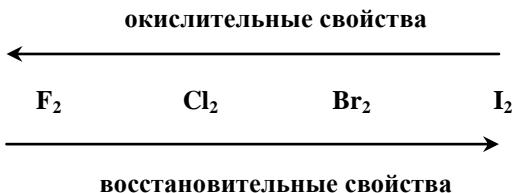
В результате протекания каждого из процессов образуется кислород (!), т.е. фтор является более сильным окислителем, чем кислород.

1.4.6 Окислительно-восстановительная активность галогенов

У галогенов сильно выражены окислительные свойства:



С увеличением атомного радиуса (от фтора к йоду) окислительные свойства галогенов убывают:



Таким образом, F_2 – сильный окислитель, Cl_2 , Br_2 проявляют двойственную природу, I_2 – восстановительные свойства.

1.5 Соединения галогенов

Галогены образуют два ряда соединений: *бескислородные и кислородосодержащие*.

В таблице 1 приведены основные соединения галогенов в различных степенях окисления.

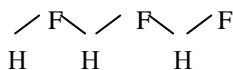
Таблица 1 – Основные соединения галогенов

С.О.	Кислоты			Соли
	формула	название	поведение в водных растворах	название
1	2	3	4	5
-1	HF	фтороводородная (плави́ковая)	слабая, образует ассоциаты $(\text{HF})_n$, предельная концентрация 40 %	фториды (KF – фторид калия)
	HCl	хлороводородная (соляная)	сильная, предельная концентрация 37 %	хлориды (KCl – хлорид калия)

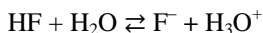
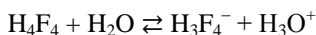
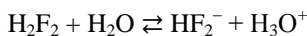
Продолжение таблицы 1

1	2	3	4	5
	HBr	бромоводородная	сильная, предельная концентрация 48 %	бромиды
	HI	йодоводородная	сильная, предельная концентрация 70 %	йодиды
+1	HClO	хлорноватистая	слабая, неустойчивая, существует только в водных растворах	гипохлориты (KClO – гипохлорит калия)
	HBrO	бромноватистая	слабая, неустойчивая, существует только в водных растворах	гипобромиты
	HOI	йодноватистая	слабая, неустойчивая, существует только в водных растворах	гипоидиты
+3	HClO ₂	хлористая	слабая, крайне неустойчивая	хлорит (KClO ₂ – хлорит калия)
	HBrO ₂	бромистая	слабая, неустойчивая	бромиты
	HO ₂	йодистая	слабая, неустойчивая	йодиты
+5	HClO ₃	хлорноватая	сильная, 30–40 % растворы, устойчивы	хлораты (KClO ₃ – хлорат калия или бертолетова соль)
	HBrO ₃	бромноватая	сильная, устойчива в водных растворах	броматы
	HO ₃	йодноватая	сильная, получена в чистом виде	иодаты
+7	HClO ₄	хлорная	сильная, устойчива в водных растворах	перхлораты (NaClO ₄ – перхлорат натрия)
	HBrO ₄	бромная	сильная, устойчива в водных растворах	перброматы
	H ₅ IO ₆	ортоидная	получена в виде кристаллов, способность к диссоциации меньше	перортоиодаты

Из бескислородных кислот только HF является слабой кислотой. Степень ее ионизации в 0,1 М растворе составляет всего лишь 8 %, тогда как у HCl – 92,6 %, HBr – 93,5 %, HI – 95 %. Это обусловлено тем, что молекулы HF образуют за счет водородных связей ассоциаты, например:



Существуют также ассоциаты состава H_2F_2 , H_4F_4 . По этой причине диссоциация плавиковой кислоты протекает по схемам:

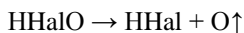


Таким образом, в растворе наряду с ионами F^- существуют ионы HF_2^- , H_2F_3^- , H_3F_4^- , что резко уменьшает концентрацию ионов H^+ (H_3O^+).

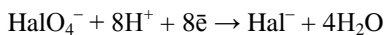
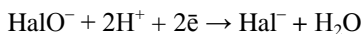
Большинство кислородных соединений галогенов весьма непрочно. Не получено большинство оксидов, а кислоты в основном существуют только в водных растворах.

1.6 Окислительно-восстановительные свойства соединений галогенов

Увеличение прочности кислородсодержащих соединений сопровождается уменьшением окислительной способности. Самый сильный окислитель в ряду: $\text{HNaO} - \text{HNaO}_2 - \text{HNaO}_3 - \text{HNaO}_4$ – это кислоты состава HNaO . Их окислительная способность на свету усиливается за счет реакции разложения и выделения атомарного кислорода.



Так как соединения галогенов в степени окисления минус 1 характеризуются большой устойчивостью, то в окислительно-восстановительных процессах кислородсодержащие ионы переходят в галогенид-ион:



В таблице 2 дана характеристика окислительно-восстановительных свойств галогенов в различных степенях окисления.

Таблица 2 – Поведение галогенсодержащих соединений в водных растворах

С.О.	-1	0	+1	+3	+5	+7												
Характерные ионные и молекулярные формы	$F^- Cl^- Br^- I^-$	$F_2 Cl_2$ $Br_2 I_2$	$HClO$ $HBrO$ HIO ClO^- BrO^- IO^-	$HClO_2$ $HBrO_2$ HIO_2 ClO_2^- BrO_2^- IO_2^-	ClO_3^- BrO_3^- IO_3^-	ClO_4^- BrO_4^- IO_6^{5-}												
Окислительно-восстановительные свойства	Восстановительные свойства: F^- – не проявляет, Cl^- – проявляет в $HCl_{конц}$, Br^- , I^- – сильные восстановители	F_2 – сильный окислитель, Cl_2 , Br_2 – двойственная природа, I_2 – восстановительные свойства	<p>Сильные окислители на свету (стрелками показано увеличение окислительной способности)</p> <p style="text-align: center;">←</p> <table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>$HClO$</td> <td>$HBrO$</td> <td>HIO</td> </tr> <tr> <td>$HClO_2$</td> <td>$HBrO_2$</td> <td>HIO_2</td> </tr> <tr> <td>$HClO_3$</td> <td>$HBrO_3$</td> <td>HIO_3</td> </tr> <tr> <td>$HClO_4$</td> <td>$HBrO_4$</td> <td>HIO_4</td> </tr> </table> <p style="text-align: center;">↑</p>				$HClO$	$HBrO$	HIO	$HClO_2$	$HBrO_2$	HIO_2	$HClO_3$	$HBrO_3$	HIO_3	$HClO_4$	$HBrO_4$	HIO_4
$HClO$	$HBrO$	HIO																
$HClO_2$	$HBrO_2$	HIO_2																
$HClO_3$	$HBrO_3$	HIO_3																
$HClO_4$	$HBrO_4$	HIO_4																

2 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1 Получение галогенов

Опыт 2.1.1 Получение хлора

Внимание! Опыт выполняется в вытяжном шкафу!

В пробирку насыпать небольшое количество диоксида марганца (один микрошпатель), или перманганата калия, или диоксида свинца, или дихромата калия (по заданию преподавателя). Добавить 5–7 капель концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$).

Пробирку осторожно нагреть. Наблюдать выделение хлора. После каждого опыта в пробирку, где получали свободные галогены, добавить по 5–6 капель 1 н раствора тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$, и пробирки сразу вымыть.

Опыт 2.1.2 Получение брома

Внимание! Опыт выполняется в вытяжном шкафу!

В сухой пробирке смешать несколько кристаллов бромида калия или натрия с равным количеством диоксида марганца. Смесь смочить несколькими каплями концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) и слегка подогреть. Отметить выделение и цвет брома. В пробирку добавить 5–6 капель 1 н раствора тиосульфата натрия.

Опыт 2.1.3 Получение йода

Внимание! Опыт выполняется в вытяжном шкафу!

В сухом тигле смешать равные количества иодида калия или натрия с диоксидом марганца (по 2–3 микрошпателя). К полученной смеси добавить 1–2 капли концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). Тигель накрыть крышкой или часовым стеклом и нагреть. Через 3–4 минуты приподнять щипцами крышку и отметить цвет паров йода. Снова накрыть тигель крышкой. Прекратив нагревание, дать тиглю остыть. Рассмотрите на обратной стороне крышки или стекла полученные кристаллы йода.

Напишите уравнения проведенных реакций, используя метод электронно-ионных полуреакций, и дайте как можно полное описание характерных признаков прохождения реакций.

Формулируйте выводы, ответьте на следующие вопросы:

Почему для получения хлора в качестве хлорсодержащего реагента следует использовать только концентрированную соляную кислоту, тогда как для получения брома и йода можно использовать бромиды и иодиды?

Зачем при получении брома и хлора в пробирки после того, как пройдет реакция, добавляют тиосульфат натрия?

Как называется процесс перехода йода из твердого состояния в газообразное? Какова особенность этого процесса?

2.2 Окислительные свойства свободных галогенов

Опыт 2.2.1 Взаимодействие хлора, брома, йода с галогенид-ионами

В три пробирки внести по 3–5 капель растворов: в первую – бромида калия или натрия, в две другие – иодида калия или натрия. Во все пробирки добавить по 4–5 капель толуола. В две пробирки с растворами бромида и иодида добавить по 2–4 капли хлорной воды, в третью пробирку с раствором иодида калия – бромной воды. Содержимое пробирок осторожно встряхнуть. Отметить происходящие при этом изменения окраски.

Опыт 2.2.2 Окисление бромом магния или цинка

Внести в пробирку 3–5 капель бромной воды, немного порошка магния или цинка. Перемешать стеклянной палочкой. Отметить обесцвечивание бромной воды.

Напишите уравнения проведенных реакций, используя метод электронно-ионных полуреакций, и дайте как можно полное описание характерных признаков прохождения реакций.

Формулируя выводы, ответьте на следующие вопросы:

С какой целью при получении галогенов в пробирки добавляют толуол? Что наблюдается при этом и как называется это явление?

Что представляет собой хлорная и бромная вода? Какая из них является более сильным окислителем? Почему? Сопоставьте теоретические рассуждения со справочными данными окислительно-восстановительных потенциалов.

Как можно объяснить обесцвечивание бромной воды в опыте 2.2.2?

2.3 Сравнение восстановительных свойств галогеноводородов и галогенид-ионов

Опыт 2.3.1 Восстановление серной кислоты

В три пробирки отдельно внести по 2–3 микрошпателя хлорида, бромида и иодида натрия или калия. В каждую пробирку добавить по 3–4 капли концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). Наблюдайте появление белого дыма в начале реакции.

На образование каких веществ это указывает? Отметьте выделение бурых паров брома и фиолетовых – йода в соответствующих пробирках. По запаху (ОСТОРОЖНО!) определите выделение диоксида серы во второй и сероводорода в третьей пробирках.

Опыт 2.3.2 Восстановление дихромата калия

В три пробирки внести по 2–4 капли дихромата калия, подкислить 1–2 каплями 2 н серной кислоты, добавить по 2–3 капли в первую пробирку иодида калия или натрия, во вторую – столько же какого-либо бромида, в третью – хлорида натрия.

Растворы перемешать чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление дихромата калия произошло?

Напишите уравнения проведенных реакций, используя метод электронно-ионных полуреакций, и дайте как можно полное описание характерных признаков прохождения реакций.

Формулируя выводы, ответьте на следующие вопросы:

Почему при внесении H_2SO_4 в пробирку с хлоридом калия протекает обменная реакция, а в пробирках с бромидом и иодидом калия – окислительно-восстановительные реакции?

Раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ имеет оранжевую окраску. Если дихромат калия взаимодействует с бромидом калия, то должен образоваться бром, также имеющий оранжевую окраску. Таким образом, внешние признаки реакции как бы «отсутствуют». Как можно подтвердить или опровергнуть протекание реакций? Экспериментальные данные сопоставьте с теоретическими расчетами. Сопасуются ли они между собой?

В какой последовательности изменяются восстановительные свойства галогенид-ионов? Как это можно объяснить?

3 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

Отчет по лабораторной работе должен содержать следующие разделы:

- титульный лист;
- цель работы: в этом разделе кратко сформулируйте цель выполняемой работы, укажите, какие вопросы будут рассмотрены;
- экспериментальная часть: в этом разделе содержится методика экспериментов, описание всех качественных изменений, происходящих в ходе реакции, уравнения реакций, ответы на вопросы;
- выводы: в этом разделе анализируются и объясняются полученные результаты по проделанной работе, выводы должны быть развернутыми и аргументированными.

На титульном листе указываются: наименование организации, наименование кафедры, название работы, фамилия и инициалы студента, номер группы, даты проведения лабораторной работы и представления отчета по лабораторной работе к защите, фамилия и инициалы преподавателя.

Текст работы пишется аккуратно, от руки, чернилами или пастой на сброшюрованных листах формата А4 с соблюдением ГОСТ 2.105-95, ГОСТ 7.1-2001. Допускается оформление работы в виде принтерных распечаток с соблюдением вышеназванных стандартов.

Отчет должен быть представлен к проверке в срок.

4 КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какие степени окисления характерны для галогенов?
2. В каких сосудах можно хранить фтороводород? Как называется его водный раствор? Какие еще фторсодержащие кислоты вы знаете?
3. Чем объясняется низкая степень диссоциации фтороводородной кислоты?
4. Как изменяется сила кислот в ряду $\text{HF}-\text{HCl}-\text{HBr}-\text{HI}$ и как это можно объяснить? Дайте систематические и тривиальные названия кислот.
5. Как получают галогеноводородные кислоты?
6. Как называются оксиды, оксокислоты галогенов и соответствующие им соли?
7. Охарактеризуйте кислотные, окислительно-восстановительные свойства оксокислот хлора, их устойчивость в водных растворах.

8. Какими способами можно получить бром?
9. Какие реакции протекают при взаимодействии концентрированной серной кислоты с хлоридом натрия, с бромидом натрия, с иодидом натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций. Объясните, почему реакции протекают различным образом.
10. Какой состав имеют хлорная, бромная, йодная вода? Напишите уравнения взаимодействия хлорной воды с раствором гидроксида натрия.
11. Чем объяснить, что энергия диссоциации молекул галогенов увеличивается от фтора к хлору и уменьшается от хлора к йоду?
12. Чем объяснить повышение температур плавления и кипения в ряду свободных галогенов?
13. Как изменяется сила кислот в ряду: $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$? Как изменяется окислительное действие этих кислот?
14. Какова растворимость йода в воде, спирте и других органических растворителях? Чем объясняется растворимость йода в растворе иодида калия?
15. В какой степени окисления находятся галогены в природных соединениях? Чем это объясняется?
16. Какова концентрация галогеноводородных кислот, поступающих в продажу?

5 ЗАДАЧИ

1. Напишите химические формулы для каждого из перечисленных ниже соединений и укажите степени окисления всех элементов, входящих в соединение: а) иодат-ион; б) триодид калия; в) иодид фосфора (III); г) фторноватистая кислота.
2. Напишите химические формулы для каждого из перечисленных ниже соединений и укажите в каждом из них степени окисления всех элементов: а) хлорноватая кислота; б) трифторид брома; в) оксигетрафторид ксенона; г) йодная кислота.
3. В таблице даны некоторые свойства галогенидов серебра. Найдите проблемы, сформулируйте их и объясните.

Формула	ΔH°_f , кДж/моль	Растворимость, моль/л
AgF	-205	15,0
AgCl	-126	$1 \cdot 10^{-5}$
AgBr	-100	$5 \cdot 10^{-7}$
AgI	-63	$6 \cdot 10^{-9}$

4. В каком валентном состоянии хлор может быть только окислителем? Приведите примеры и напишите структурные и электронные формулы.

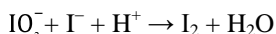
5. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции



Рассчитайте, сколько брома расходуется на окисление 250 мл 0,1 н раствора хромита калия.

6. Возможна ли реакция между KClO_3 и MnO_2 в кислой среде? Ответ дайте на основании расчета ЭДС окислительно-восстановительного процесса.

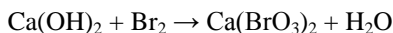
7. Рассчитайте ЭДС системы



при концентрации H^+ -ионов, равной 1 М и $1 \cdot 10^{-3}$ М, если были взяты децимолярные растворы KIO_3 и KI . Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции.

8. В каком валентном состоянии хлор может быть только восстановителем? Напишите электронные и структурные формулы. Приведите 2–3 примера реакций.

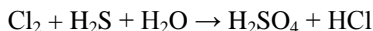
9. Используя электронно-ионный метод, закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции



К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится? Определите эквиваленты окислителя и восстановителя.

10. Опишите химические свойства галогеноводородов и объясните, почему свойства HF существенно отличаются от свойств аналогов.

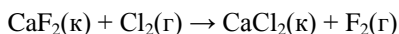
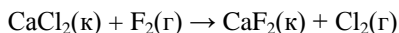
11. Реакции выражаются схемами:



Составьте ионно-электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель. Рассчитайте эквивалентные массы окислителя и восстановителя.

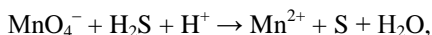
12. Вычислите потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе бромида серебра ($\text{PP}_{\text{AgBr}} = 6 \cdot 10^{-13}$), содержащем, кроме того, 0,1 моль/л бромида калия.

13. Предскажите, какая из реакций возможна:



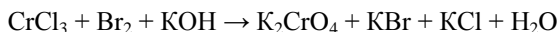
Проверьте правильность предсказания расчетами с использованием справочных данных.

14. Как изменится ЭДС системы



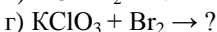
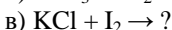
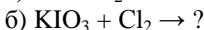
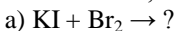
если концентрацию $[\text{H}^+]$ -иона увеличить с 0,005 н до 0,1 н?

15. Расставьте, используя электронно-ионный метод, коэффициенты в уравнении



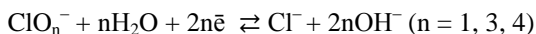
Рассчитайте ЭДС системы ($\varphi^\circ(\text{CrO}_4^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 0,1\text{В}$, $\varphi^\circ(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 1,07\text{В}$).

16. Ответьте, какие из указанных ниже реакций возможны?



Закончите возможные реакции.

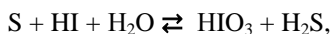
17. Сравните стандартные окислительно-восстановительные потенциалы систем



Как изменяется химическая активность в ряду $\text{ClO}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$?

18. Могут ли совместно существовать: а) хлорная вода и бромистый водород, б) хлорное железо и иодид калия? Ответ дайте, используя окислительно-восстановительные потенциалы.

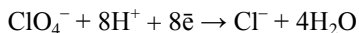
19. Определите направление окислительно-восстановительной реакции



используя значения окислительно-восстановительных потенциалов. Закончите уравнение ионно-электронным методом.

20. Вычислите электродный потенциал системы $\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-$, если концентрации ионов $[\text{ClO}_3^-] = 0,1$ моль/л, $[\text{Cl}^-] = 5 \cdot 10^{-4}$ моль/л, $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

21. Рассчитайте электродный потенциал системы



в начальный момент при концентрации ClO_4^- ионов, равной 0,1 моль/л, концентрации $[\text{H}^+]$ -ионов, равной $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

22. При взаимодействии хлорной кислоты с йодом выделяется хлор и образуется метаиодная кислота, которая превращается в ортоиодную. Напишите уравнения этих реакций, подобрав коэффициенты ионно-электронным методом.

23. Пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определите возможность окисления соляной кислоты действием FeCl_3 , H_2SO_4 , NaClO , H_2O_2 , KMnO_4 , NaBiO_3 . Там, где реакции возможны, напишите уравнения, расставив коэффициенты ионно-электронным методом.

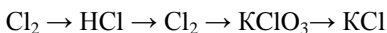
24. Закончить уравнение реакции $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

Чему равны эквиваленты и молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя в этой реакции.

25. Закончите уравнение

$\text{NaClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4$ и подберите электронно-ионным методом коэффициенты.

26. Составьте уравнения реакций, которые надо провести, чтобы осуществить превращения:



27. При пропускании хлора через раствор KI появившаяся вначале бурая окраска исчезает и раствор становится бесцветным. Как это можно объяснить?

28. Составьте полное уравнение реакции, которую надо провести, чтобы восстановить ClO_3^- до Cl^- . В качестве восстановителя использован Fe^{2+}aq , который переходит в Fe^{3+}aq . Среда кислая. Вычислите стандартное значение ЭДС для этой реакции.

29. Перечислите все отличия химии фтора от химии остальных галогенов.

30. Используя электронно-ионный метод, составьте полное уравнение реакции $\text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots$

31. Перечислите все отличия химии HCl от химии HClO_4 .

32. Почему для получения чистого бромистого водорода и йодистого водорода нельзя пользоваться реакцией между их солями и концентрированной серной кислотой? Какие существуют способы получения этих веществ?

33. Что называется хлорной водой? Как доказать, что в хлорной воде одновременно находятся соляная кислота, хлорноватистая кислота, растворенный хлор и вода? Как объяснить исчезновение окраски и запаха хлорной воды при добавлении к ней раствора гидроксида натрия? Напишите уравнения реакций.

34. Составьте полное химическое уравнение для каждой из перечисленных ниже реакций:

а) бром образует гипобромит-ион при взаимодействии с водным раствором основания;

б) бром реагирует с водным раствором пероксида водорода, и при этом выделяется кислород;

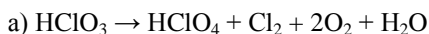
в) бромоводород образуется при нагревании бромида кальция с фосфорной кислотой;

г) бромоводород образуется при гидролизе бромида алюминия.

35. Почему для получения хлороводорода берут сухую поваренную соль и 70 %-ный раствор серной кислоты? Можно ли увеличить концентрацию водного раствора хлороводорода, если упаривать 10 %-ный (30 %-ный) раствор?

36. Для окисления золота используют раствор фторида криптона (II) в растворе HF. Какую роль в этой реакции играет HF? Расскажите об особенностях химии HF.

37. Имеется немало реакций, у которых, несмотря на одинаковые исходные вещества и продукты, стехиометрические коэффициенты уравнений различны. Например, при разложении HClO_3 справедливы два уравнения:



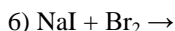
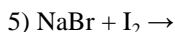
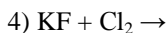
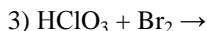
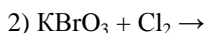
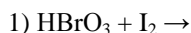
Как это можно объяснить?

38. Какие из ионов: Au^{3+} , Cu^+ , Zn^{2+} , Al^{3+} , Na^+ – способны окислить ионы Br , Cl ?

39. Составьте сбалансированные уравнения полуреакций и полное ионное уравнения реакции восстановления ClO_3^- до Cl_2^- хлорид-анионом в водном растворе. Вычислите стандартный потенциал этой реакции.

40. Опишите химические свойства чистого жидкого хлороводорода и его водного раствора (соляной кислоты). В чем причина различия их химической активности? Области их применения.

41. Будут ли идти следующие реакции:



42. Соляную кислоту получают в настоящее время растворением хлористого водорода в специальных поглотительных башнях. Используемый ранее «сульфатный» метод получения кислоты (взаимодействие NaCl с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$) применяют в основном в лабораторных условиях. Перечислите преимущества нового способа по сравнению с «сульфатным».

43. Какими галогенами можно вытеснить бром из растворов бромида калия и бромата калия? Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярной и электронно-ионной формах.

44. Как можно получить оксокислоты хлора? Опишите их свойства. Сравните окислительную способность кислот с солями – производными этих кислот.

45. Вычислите pH 0,05 молярных растворов хлороводородной и фтороводородной кислот. В чём разница между этими кислотами?

46. В трех пробирках находится хлорид калия, бромид калия, иодид калия. Как опытным путем определить содержимое каждой из пробирок?

47. Что такое «травление стекла»? Какая реакция лежит в основе этого процесса?

48. Хлор используется для обеззараживания воды. Каков химизм обеззараживающего действия хлора? Можно ли для этой цели использовать другие галогены?

49. Составьте сбалансированные уравнения полуреакций и полное уравнение реакции окисления йода хлорноватой кислотой. В какой среде может протекать эта реакция? Ответ подтвердить расчетом ЭДС.

50. При растворении хлора и брома в воде получают хлорную и бромную воду. А почему нельзя приготовить фторную воду? Можно ли приготовить йодную воду?

51. Молекулу SCl_2 можно представить в виде двух моделей: а) без гибридизации; б) с sp^3 -гибридизацией электронных облаков. Сравните полученные модели (геометрия, угол связи). Сделайте вывод, какие облака (гибридизованные или нет) образуют химические связи в данной молекуле.

52. Почему существуют соли состава MeHF_2 , но не существует гидрохлориды, гидробромиды, гидроиодиды (например: KHSO_4 , KHSO_3)?

53. Чем объяснить уменьшение дипольных моментов молекул в ряду галогеноводородов?

$\mu \cdot 10^{-30}$ Кл·м	HF	HCl	HBr	HI
	5,79	3,43	2,53	1,27

54. Как изменяются межъядерное расстояние и энергия связи в ряду $\text{F}_2\text{--Cl}_2\text{--Br}_2\text{--I}_2$, и чем это объясняется?

55. Известно, что HClO_3 в свободном состоянии не существует, тогда как KClO_3 вполне устойчив. Как можно объяснить этот факт?

Пойдет ли реакция, если смешать:

а) подкисленные KClO_3 и KI ;

б) нейтральные растворы KClO_3 и KI ?

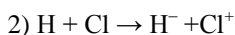
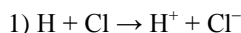
Ответ обоснуйте расчетами.

56. Экспериментально показано, что ионы BrCl_2^- , ICl_2^- , Cl_3^- , Br_3^- , I_3^- имеют линейную структуру. Центральные атомы несут положительный эффективный заряд, а периферические – отрицательные. Опишите строение ионов с позиций ЛКАО МО.

57. Опишите пространственную структуру MgCl_2 и MgF_2 . Определите состояние гибридизации электронных орбиталей. Объясните, почему у MgCl_2 угол связи равен 180° , а у MgF_2 он не равен 180° ?

58. Могут ли атомы галогенов образовывать ионные, полярные, ковалентные неполярные связи? Как согласуется эта способность атомов с величинами их потенциалов ионизации и сродства к электрону? Какие связи образуются в молекулах ClF , BrF , BrCl , IBr ?

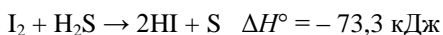
59. Из двух процессов:



какой наиболее вероятен? Почему? Какие данные нужны для ответа на этот вопрос?

60. Укажите важнейшие причины того, что йод образует молекулы IF_7 , тогда как хлор образует устойчивые молекулы ClF , неустойчивые ClF_5 и не образует молекул ClF_7 .

61. В водном растворе протекает реакция



В газообразном состоянии реакция протекает в противоположном направлении:



Объясните, почему?

62. Приведите все возможные объяснения того, что йодная кислота имеет формулу H_5IO_6 , а не аналогичную с хлорной HClO_4 .

63. В народном хозяйстве широко используется так называемая белильная известь (перечислите области применения). Приведите все принятые формулы написания этого соединения. Какая из них, по вашему мнению, более точно отражает строение и свойства этого соединения?

64. В ряду HgCl_2 – HgBr_2 – HgI_2 растворимость в воде резко падает (0,27, 0,017, 0,00013 моль/л). HgF_2 очень хорошо растворим, но сразу же гидролизуется с образованием HF и оксида. Объясните эти факты (растворимость, гидролиз).

65. В сосуде находится смесь газов HF, HCl, HBr, HI. Газовая смесь выходит наружу через очень маленькое отверстие. Предскажите, как будет отличаться состав выходящей смеси от состава оставшейся в сосуде?

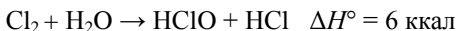
66. На основании данных таблицы вычислите константы диссоциации в водных растворах HF, HCl, HBr, HI при $t = 25^\circ\text{C}$. Объясните данные таблицы и результаты вычислений.

Галогеноводороды	$\Delta H^\circ_{\text{дис}}$ кДж/моль	$\Delta S^\circ_{\text{дис}}$ Дж/(К·моль)
HF	-12,6	-87,1
HCl	-57,4	-56,1
HBr	-63,6	-38,1
HI	-59,0	-13,4

67. Галогениды хрома CrO_2X_2 существуют только для хлора и фтора, но не для брома и йода. Почему?

68. При взаимодействии железа с хлором образуется FeCl_3 с бромом – FeBr_2 . Почему?

69. При растворении хлора в воде протекает реакция



Ответьте на следующие вопросы:

- как влияет на смещение равновесия повышение температуры?
- как влияет на смещение равновесия воздействие солнечного света?

70. Ниже приводятся значения энтальпии следующих веществ (кДж/моль):

NaF(кр)	NaCl(кр)	NaBr(кр)	NaI(кр)
-573	-411	-361	-288

На основании этих данных предскажите:

- как будет изменяться растворимость этих веществ в воде?
- как будут изменяться окислительно-восстановительные свойства?

Чем обусловлен такой ряд значений ΔH° ?

71. При действии хлора на d-элементы VI группы образуются CrCl_3 , MoCl_5 , WCl_6 . Почему составы хлоридов различны?

72. Объясните тот факт, что при внесении горящего натрия в атмосферу HCl горение металла продолжается.

73. Почему при действии F_2 , Cl_2 , Br_2 на рений образуются различные по составу галогениды: ReF_7 , $ReCl_5$, $ReBr_3$?

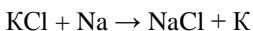
74. Укажите, какие из хлоридов: $AlCl_3$, $FeCl_3$, $ZnCl_2$ – могут быть получены при непосредственном взаимодействии простых веществ? Какие из этих веществ могут быть получены при взаимодействии металла с соляной кислотой? Ответ обоснуйте.

75. Утверждение, что в ряду $HClO-HClO_2-HClO_3-HClO_4$ окислительная способность убывает, верно лишь при обычных условиях (комнатная температура, действие света). Если же сравнить окислительную способность этих кислот в других условиях (в темноте, при более низких температурах), то последняя будет возрастать от $HClO$ к $HClO_4$. Попытайтесь объяснить этот факт.

76. В молекуле фтора при отрыве от молекулы разрыхляющего электрона связь между атомами упрочняется. Это, казалось бы, должно способствовать переходу молекулы в энергетически более выгодное заряженное состояние: $F_2 = F_2^+ + \bar{e}$.

Почему фтор существует в виде молекул, а не в виде ионов?

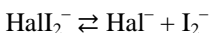
77. Один из промышленных способов получения калия основан на реакции



При этом способе через расплавленный хлорид пропускают пары натрия (температура?). Покажите, что этот способ термодинамически возможен. Какие еще способы получения калия можете привести?

78. Установлено, что кислотность оксианионов галогенов в водном растворе при одинаковой степени окисления центрального атома уменьшается в ряду $Cl > Br > I$. Объясните эту закономерность.

79. Константы нестойкости ионов типа $HalI_2^-$ в водном растворе



$$K_n = \frac{I_2^- \cdot Hal^-}{HalI_2^-}$$

для $Hal = Cl, Br, I$ равны $6 \cdot 10^{-1}$, $8 \cdot 10^{-2}$, $7 \cdot 10^{-3}$ соответственно. Поставьте, по крайней мере, два-три вопроса к этим данным и объясните их.

80. Известно, что температура замерзания раствора ниже температуры замерзания чистой воды. Необходимо понизить температуру замерзания на $50^\circ C$. Предложите оптимальный состав раствора, если в качестве солей можно использовать KCl , $NaCl$, $CaCl_2$, $MgCl_2$.

81. Хлорная кислота может быть получена в чистом виде. Её устойчивость сильно повышается в водных растворах. Хлорноватая кислота устойчива только в водных растворах. Хлористая и хлорноватистая нестойки даже в водных растворах и быстро распадаются (напишите уравнения реакций). Объясните различную устойчивость этих кислот.

82. Какова массовая доля NaClO_3 в растворе, если 0,15 кг раствора, реагируя с избытком иодида калия в серноокислом растворе, образует 0,013 кг йода?

83. При изготовлении хлората калия вначале, действуя хлором на известковое молоко $\text{Ca}(\text{OH})_2$, получают хлорат кальция. Обменной реакцией с KCl его переводят в KClO_3 . Вычислить в тоннах расход хлора, негашеной извести и KCl , необходимый для получения 1 т KClO_3 , учитывая при этом, что выход продукта составляет 80 % от теоретически вычисленного.

84. Сколько литров фтора надо пропустить через раствор NaBrO_3 в щелочной среде, чтобы получить 0,05 кг NaBrO_4 ? Вычислить молярную массу эквивалента восстановителя в этой реакции.

85. Какой объём хлора, измеренный при $t = 27^\circ\text{C}$ и $p = 1,03 \cdot 10^5$ Па, необходимо пропустить через 0,35 л 0,2 н раствора тиосульфата натрия до окисления его в серную кислоту?

86. Константа равновесия диссоциации HI равна 0,12. Найдите равновесные концентрации реагирующих веществ, если сначала было взято 5 моль HI . Объём сосуда, в котором происходит реакция, равен 10 л.

87. В 2 л раствора содержится 16 г HClO_4 . Определите нормальную концентрацию раствора хлорной кислоты, если реакция протекает по уравнению



88. Сколько миллилитров 20 %-ного раствора соляной кислоты ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,10$ г/мл) следует добавить к 4 л 0,6 н раствора HCl для получения однонормального раствора?

89. В 50 мл воды растворено некоторое количество хлороводорода, занимающее при 18°C и $1,01 \cdot 10^5$ Па объём, равный 4,8 л. Определите массовую долю полученного раствора соляной кислоты.

90. Определите массовую долю KIO_3 в растворе, если 6,5 г раствора, реагируя с избытком KI в серноокислотном растворе, образует 0,635 г йода.

91. Сколько килограммов плавикового шпата, содержащего 97,5 % CaF_2 , и сколько литров раствора серной кислоты с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98\%$ ($\rho = 1,84$ г/мл) потребуется для получения 1 кг HF ?

92. Вычислите нормальную концентрацию раствора иодида калия, в 10^3 дм^3 которого содержится 0,0037 г KI .

93. Сколько граммов белильной извести может быть получено, если через раствор, содержащий 1,7 г гашеной извести, пропустить 5,6 л хлора?

94. К подкисленному раствору иодида калия добавили 40 мл 0,3 н раствора нитрита калия. Вычислите массу выделившегося йода и объём оксида азота (II).

95. В 100 мл воды при 20 °С растворяется 3,6 г брома. Сколько граммов бромной воды потребуется для окисления 7,6 г FeSO_4 в серноокислом растворе?

96. Сколько граммов йода выделится в серноокислом растворе при взаимодействии KI с 150 мл раствора перманганата калия с $\omega(\text{KMnO}_4) = 6\%$, $\rho_{\text{р-ра}} = 1,04 \text{ г/см}^3$?

97. Имеется раствор массой 500 г, содержащий фторид и хлорид натрия. К половине раствора прилили избыток раствора нитрата серебра, получив осадок массой 5,74 г. К другой половине раствора добавили избыток раствора хлорида кальция, получив осадок массой 2,34 г. Определите массовые доли хлорида натрия и фторида натрия в исходном растворе.

98. Какова нормальная концентрация 1,5 М раствора KBrO а) как восстановителя, если KBrO окисляется до KBrO_3 ; б) как окислителя, если KBrO восстанавливается до KBr ?

99. Начальные концентрации HCl , O_2 и Cl_2 , участвующих в реакции $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$, были соответственно равны: 4,2; 1,8 и 0,01 моль/л. Определите концентрации всех реагирующих веществ после того, как концентрация O_2 уменьшается до 1 моль/л. Какая массовая доля (в %) каждого из исходных веществ прореагирует к этому времени?

100. Колба с 250 г хлорной воды выставлена на солнечный свет. Выделяющийся газ (какой?) собран. Его объём оказался равным 0,112 л. Какова процентная концентрация хлора в исходном растворе?

101. Для получения углекислого газа из CaCO_3 взято 73 г раствора HCl . После того как вся кислота была израсходована, объём выделившегося газа оказался равным 5,6 л. Найти процентную концентрацию взятого раствора кислоты.

102. К 100 г 17 %-ного раствора азотнокислого серебра прибавили 100 г 17 %-ного раствора HCl . Определить процентное содержание веществ, оставшихся в растворе после отделения осадка.

103. Какие продукты и в каком количестве образуются при разложении 1,23 г бертолетовой соли, если реакция протекает:

- в присутствии катализатора;
- без катализатора.

104. Вычислить активную молярную концентрацию водного раствора плавиковой кислоты, содержащего 40 % HF и имеющего плотность $1,155 \text{ г/см}^3$.

105. 2 л Cl_2 пропустили через горячий раствор 20 %-ного раствора KOH (масса раствора KOH 500 г). Раствор охладили, в результате чего выпали кристаллы KClO_3 . Рассчитайте, сколько граммов KClO_3

получилось, а также концентрацию вещества (какого?) в полученном растворе.

106. Раствор содержит NaBr и NaCl . Процентные концентрации их одинаковы. Определите процентные концентрации солей, если для их полного осаждения из 1 кг раствора потребовалось взять 1 л 8 %-ного раствора AgNO_3 (плотность равна 1,07 г/мл).

107. При взаимодействии 17,8 г трехвалентного металла с хлором образуется 54,2 г хлорида MeCl_3 . Какой был взят металл для получения хлорида? Сколько граммов MnO_2 и сколько миллилитров 37 %-ного раствора HCl (плотность равна 1,19 г/мл) нужно взять для получения необходимого количества хлора, если в реакцию вступило 70 % хлора?

108. 5,85 г NaCl реагирует с концентрированной серной кислотой. Выделившийся газ пропущен через 200 мл 10 %-ного раствора AgNO_3 (плотность 1,1 г/мл). Сколько граммов осадка образовалось и сколько граммов AgNO_3 осталось в растворе?

109. Сколько граммов хлорида натрия выкристаллизуется из 600 г раствора, насыщенного при 80 °С при охлаждении его до 0 °С? Растворимость NaCl составляет 38 г при 80 °С и 35,8 г при 0 °С.

110. Рассчитать активную молярную концентрацию 37 %-ной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл).

111. Константы гидролиза галогенов имеют следующие значения:

K_r	Cl_2	Br_2	I_2
	$3 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-9}$	$5 \cdot 10^{-13}$

Напишите уравнения реакций и выражения K_r при взаимодействии галогенов с водой. В каком направлении смещается равновесие при добавлении к водным растворам галогенов кислот и щелочей?

112. Вычислите ΔG°_{298} реакций образования галогенидов Hal (F^- , Cl^- , Br^- , I^-) $\text{AgHal}(\text{к})$ и $\text{CaHal}_2(\text{к})$ из ионов в растворе. Как изменяется растворимость солей серебра и кальция в ряду: $\text{F}^- - \text{Cl}^- - \text{Br}^- - \text{I}^-$?

113. Чему равны эквивалент и молярная масса эквивалента перхлората калия, если он восстанавливается до:

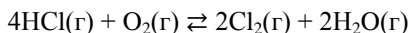
- диоксида хлора;
- свободного хлора;
- хлорид-иона.

114. Определите тепловой эффект реакции, протекающей при пропускании хлора через горячий раствор KOH .

115. Изотонический коэффициент раствора 178,5 г KBr в 900 г воды равен 1,7. Определите давление водяного пара над этим раствором при 50 °С, если давление паров воды равно 12334 Па.

116. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства NaCl и SbCl₅, KF и PF₅. Приведите уравнения реакций гидролиза и взаимодействия указанных пар галогенидов.

117. Вычислите значения ΔH°_{298} , ΔS°_{298} и ΔG°_{298} для процесса



В каком направлении протекает эта реакция самопроизвольно при стандартных условиях?

118. Вычислите ΔG°_{298} реакций взаимодействия HHal(г) с H₂SO₄(ж), имея в виду образование свободного галогена, SO₂(г) и H₂O(ж). Какие из галогенидов водорода вступают в указанное взаимодействие? Как изменяется восстановительная активность в ряду HF–HCl–HBr–HI и чем это объясняется?

119. Какова величина константы равновесия для стандартных условий в реакции:

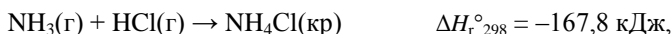


Подберите коэффициенты в уравнении электронно-ионным методом.

120. При растворении в воде 23,38 г NaCl поглощается 2,14 кДж теплоты. Вычислите теплоту растворения NaCl.

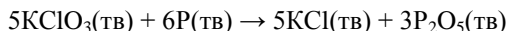
121. Вычислите значение pH и концентрацию ионов водорода хлорноватистой кислоты, концентрация которой в растворе равна 0,1 моль/л.

122. Пользуясь термохимическим уравнением



найдите теплоту образования NH₄Cl.

123. Вычислите изменение энтальпии при стандартных условиях реакции



Объясните причину взрыва, который может происходить при ударе или растирании смеси бертолетовой соли с красным фосфором.

125. Для какой из связей величины l и μ имеют большее значение: а) H–F или H–I; б) C–F или C–I?

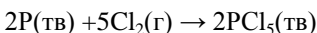
В какой последовательности по убывающей полярности связей надо расположить молекулы: CF₄, CCl₄, BCl₃, BF₃, SiF₄, IBr?

126. При 300 °С степень термической диссоциации йодоводорода составляет 20 %. Каковы при этой температуре равновесные концентрации H_2 и I_2 в системе $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$, если равновесная концентрация HI равна 0,96 моль/л?

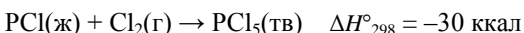
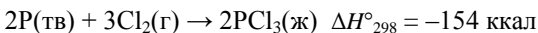
127. Фтороводород в водном растворе концентрации 0,1 моль/л диссоциирует на 8 %. Вычислите K_d фтороводородной кислоты и pH этого раствора.

128. Раствор KIO_3 , в 500 мл которого содержится 5,35 г соли, оказывает при 17 °С осмотическое давление 221 кПа. Вычислите изотонический коэффициент и кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

129. Рассчитайте тепловой эффект реакции



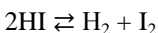
по тепловым эффектам следующих реакций:



130. Вычислите pH 0,1 М растворов: HF , HCl , HBr , HI . Нужно ли для получения ответа проводить четыре отдельных расчета? Рассчитайте активную концентрацию ионов H^+ .

131. По стандартным энтальпиям образования оксидов: F_2O , Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7 , I_2O_5 – оценить возможности их синтеза в стандартных условиях из простых веществ.

132. Константа равновесия реакции



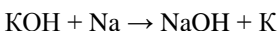
при 360 °С равна 0,0162, а при 445 °С равна 0,0240. Вычислите ΔG° процесса диссоциации йодоводорода при этих температурах.

133. Ниже приведены значения произведения растворимости (ПР) галогенидов серебра при 25 °С.

AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$
AgBr	$1,00 \cdot 10^{-13}$
AgI	$0,32 \cdot 10^{-15}$

Рассчитать ΔG° процесса растворения и сравнить полученные значения.

134. Один из промышленных методов получения калия состоит во взаимодействии между расплавленным KOH и жидким натрием (температура?):



Докажите, что эта реакция возможна.

135. Рассчитайте температуру замерзания раствора йодида натрия при концентрации соли:

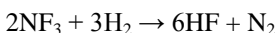
- 0,9 г/100 г H₂O,
- 15 г/100 г H₂O.

136. Сливаются равные объемы растворов HCl и NaOH одинаковой концентрации. Каков будет pH раствора?

137. Для монофторида йода $\Delta G^\circ = -117,7$ кДж/моль. Но, несмотря на отрицательную величину энергии Гиббса, IF при стандартных условиях ($p = 101,3$ кПа, $T = 298,15$ К) неустойчив, даже если он находится в инертном контейнере. Почему?

138. Система: смесь алюминиевой фольги и твердого хлорида железа (II) устойчива при 298 К в том смысле, что она не претерпевает видимых изменений во времени. Определите, является ли эта устойчивость термодинамической или кинетической?

139. Соединение NF₃ довольно устойчивое, однако реакция



протекает легко. Почему? Может ли по этой реакции образоваться аммиак $2\text{NF}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + 3\text{F}_2$? Ответ подтвердите расчетами термодинамических параметров.

140. Найдите температуру, при которой окислительные свойства O₂ и Cl₂ будут одинаковы.

6 МАТЕРИАЛЫ И ОБОРУДОВАНИЕ

Сухие вещества: MnO₂, KMnO₄, PbO₂, K₂Cr₂O₇, KBr или NaBr, KI или NaI, KCl или NaCl, порошок Mg или порошок Zn.

Водные растворы: 1 н раствор Na₂S₂O₃, раствор KBr или NaBr, раствор KI или NaI, толуол, хлорная вода, бромная вода.

Кислоты и основания HCl_(конц), H₂SO_{4(конц)}.

Оборудование: пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, штатив, тигли, часовое стекло.

7 ОСНОВНЫЕ ТРЕБОВАНИЯ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. К работе в химической лаборатории допускаются лица, прошедшие инструктаж по технике безопасности.

2. При работе в химической лаборатории должна использоваться спецодежда и средства индивидуальной защиты: халат хлопчатобумажный, перчатки резиновые, фартук прорезиненный, очки защитные.

3. В химической лаборатории запрещается пробовать на вкус любые реактивы и растворы, принимать пищу и пить из химической посуды.

4. При определении вещества по запаху следует держать склянку на расстоянии и направлять движением руки воздух от отверстия склянки к носу.

5. опыты с ядовитыми веществами надо проводить в вытяжном шкафу.

6. При смешивании жидкостей с разными плотностями, жидкость большей плотности следует вливать в жидкость меньшей плотности.

При переливании реактивов нельзя наклоняться над отверстием сосуда во избежание попадания брызг на лицо и одежду.

Нельзя наклоняться над нагреваемой жидкостью, так как ее может выбросить.

7. Твердые сыпучие реактивы разрешается брать из склянок только с помощью совочков, ложечек, шпателей, пробирок.

8. Без разрешения преподавателя нельзя трогать химические реактивы и посуду, лабораторные приборы, включать рубильники, электроприборы.

9. Нельзя загромождать свое рабочее место лишними предметами.

10. При проведении эксперимента необходимо соблюдать следующие правила:

- работать тщательно, аккуратно, без излишней торопливости; соблюдать тишину в лаборатории;

- опыты проводить в чистой посуде;

- не расходовать реактивов больше требуемого количества (если же случайно взяли раствора или сухих препаратов больше, чем необходимо, то избыток нельзя возвращать в реактивную склянку);

- нельзя уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место;

- внимательно наблюдать за ходом опыта, отмечая и записывая каждую его особенность (выпадение и растворение осадков, изменение окраски, температуры и т.д.);

- после опытов остатки металлов в раковину не выбрасывать, а собирать в банку;

- не допускается сливать в канализацию растворы, легковоспламеняющиеся и горючие жидкости. Их необходимо собирать для последующего обезвреживания в стеклянную тару с крышкой.

11. При ожогах, вызванных концентрированными кислотами (серной, соляной, азотной), пораженное место должно быть немедленно тщательно промыто быстротекущей струей воды в течение 10–15 минут. После этого пораженное место промывают 5 %-ным раствором перманганата калия или 10 %-ным раствором питьевой соды (одна чайная ложка соды на стакан воды).

В случае ожога щелочами пораженное место следует тщательно промыть быстroteкущей струей воды в течение 10–15 минут. После этого пораженное место нужно промыть слабым раствором уксусной кислоты (3–6 % по объему) или раствором борной кислоты (одна чайная ложка на стакан воды).

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Варианты домашних заданий

Номер варианта	Номера задач					Номер варианта	Номера задач				
	2	25	95	80	122		26	48	26	83	110
1	2	25	95	80	122	26	48	26	83	110	69
2	32	5	82	45	77	27	1	43	89	71	13
3	33	39	89	117	60	28	75	28	106	86	61
4	1	14	101	127	140	29	32	11	93	73	114
5	4	15	92	76	129	30	8	26	90	67	99
6	3	113	84	116	13	31	10	14	95	58	77
7	8	30	100	57	139	32	29	20	89	62	129
8	75	6	90	136	134	33	48	6	92	45	123
9	10	119	109	51	70	34	31	37	109	115	120
10	27	7	106	115	59	25	3	7	96	128	125
11	74	9	89	111	61	36	4	28	101	139	121
12	29	11	83	46	138	21	72	12	104	80	112
13	31	12	105	52	137	38	47	15	97	76	66
14	72	16	97	135	66	39	33	38	108	73	118
15	34	87	108	54	126	40	2	41	105	53	69
16	68	17	85	107	79	41	34	49	91	87	70
17	35	18	91	65	112	42	35	30	88	86	117
18	36	98	93	130	114	43	53	16	107	53	79
19	63	19	96	56	134	44	36	17	102	71	99
20	40	20	94	64	123	45	50	119	98	110	138
21	44	21	125	107	133	46	68	25	84	65	122
22	53	55	102	128	120	47	74	37	103	116	134
23	47	22	104	78	132	48	40	18	109	127	126
24	50	23	82	121	131	49	44	19	94	57	131
25	42	24	100	81	118	50	27	21	99	81	140

ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов. – 5-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2003. – 743 с.
2. Коровин, Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н.В. Коровин. – 5-е изд., стер. – М.: Высшая школа, 2004. – 557 с.
3. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Химия, 1994. – 592 с.
4. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – М.: Интеграл Пресс, 2003. – 728 с.
5. Некрасов, Б.В. Учебник общей химии: для хим. вузов / Б.В. Некрасов. – 4-е изд., перераб. – М.: Химия, 1991. – 560 с.
6. Никольский, А.Б. Химия: учебник для вузов / А.Б. Никольский, А.В. Суворов. – СПб.: Химиздат, 2001. – 512 с.
7. Гольбрайх, З.Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для хим.-технол. спец. вузов / З.Е. Гольбрайх, Е.И. Маслов. – 5-е изд., перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 1997. – 384 с.
8. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2003. – 240 с.
9. Романцева, Л.М. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. пособие для нехим. спец. вузов / Л.М. Романцева, З.Л. Лецинская, В.А. Суханова. – 2-е изд., перераб и доп. – М.: Высшая школа, 1991. – 288 с.
10. Свойства неорганических соединений. Справочник / А.И. Ефимов [и др.]. – Л.: Химия, 1983. – 392 с.

Учебное издание

Еремина Валерия Валерьевна
Морозова Елена Александровна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ ГАЛОГЕНОВ

Методические рекомендации по выполнению лабораторных работ по курсам «Общая и неорганическая химия» и «Химия элементов» для студентов специальности 240300 «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий» и направления подготовки 240700.62 «Биотехнология» всех форм обучения

Редактор Соловьева С.В.
Технический редактор Денисова О.А.
Подписано в печать 30.05.13. Формат 60×84, 1/16
Усл. п. л. – 1,86. Уч.-изд. л. – 2,00
Печать – ризография,
множительно-копировальный аппарат «RISO EZ300»

Тираж 35 экз. Заказ 2013-43
Издательство Алтайского государственного технического университета им. И.И. Ползунова
656038, г. Барнаул, пр-т Ленина, 46

Оригинал-макет подготовлен ИИО БТИ АлтГТУ
Отпечатано на ИИО БТИ АлтГТУ
659305, г. Бийск, ул. Трофимова, 27