

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
СПЕЦИАЛИЗИРОВАННЫЙ УЧЕБНО-НАУЧНЫЙ ЦЕНТР**

С. Г. Барам, И. Н. Миронова

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Часть 2

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

**Новосибирск
2007**

УДК 54.6.7
ББК 24.1
Б 240

Барам С. Г., Миронова И. Н. Общая и неорганическая химия:
Учеб. пособие: В 2 ч. / Новосиб. гос. ун-т. Новосибирск, 2007.
Ч. 2. 42 с.

ISBN 978-5-94356-503-8

Учебное пособие состоит из двух частей и содержит задачи по общей и неорганической химии, а также теоретический материал, необходимый для их решения.

Первая часть пособия состоит из шести глав, в которых рассматриваются следующие вопросы: строение атома; химическая связь; термохимия; скорость химических реакций и химическое равновесие; растворы (теория электролитической диссоциации, рН растворов, произведение растворимости, ионные реакции, гидролиз солей), окислительно-восстановительные процессы (окислительно-восстановительные реакции, направление их протекания, понятие о гальваническом элементе, электрохимический ряд напряжения и электролиз).

Вторая часть пособия состоит из пяти глав, в которых рассматриваются общие свойства металлов и подробно химия элементов главных подгрупп IV–VII групп Периодической системы.

Предназначено для учащихся СУНЦ НГУ, может быть использовано абитуриентами при подготовке к вступительным экзаменам по химии, в которых к знаниям по данному предмету предъявляются повышенные требования.

Рецензент
ст. преп. М. А. Ильин

© Новосибирский государственный
университет, 2007
© СУНЦ НГУ, 2007
© Барам С. Г., 2007
© Миронова И. Н., 2007

ISBN 978-5-94356-503-8

Глава 7. ОБЩИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ-МЕТАЛЛОВ

Слово «металл» восходит к греческому корню *металлон*, означающему «рудник». Действительно, многие металлы встречаются в природе в виде руд, состоящих из одного или нескольких минералов.

Из 114 химических элементов 92 являются металлами. К ним относятся *s*-, *d*-, *f*- и часть *p*-элементов.

В перечне простых веществ, составленном великим французским химиком Лавуазье в 1789 г., присутствуют 17 металлов, в первом варианте Периодической таблицы Д. И. Менделеева (1869) их уже 47. Название последнего из открытых элементов-металлов — дармштадтия (№ 110) — было утверждено в 2003 г.

Особенностью строения атомов металлов является небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне, как правило, не превышающее трех.

Атомы металлов имеют обычно большие атомные радиусы (наибольшие — у щелочных металлов).

В виде простого вещества атомы металлов связаны между собой металлической связью, имеют металлическую кристаллическую решетку. В узлах этой кристаллической решетки находятся атомы металлов, которые постоянно отдают и принимают электроны. В соединениях металлы всегда проявляют положительную степень окисления от +1 до +4. В соединениях с неметаллами типичные металлы образуют химическую связь ионного характера.

Отдавая валентные электроны, атомы металлов приобретают устойчивую оболочку ближайшего инертного газа. Таким образом, металлы в химических реакциях являются только восстановителями. В этом заключается их принципиальное отличие от элементов-неметаллов. Атомы металлов имеют низкую электроотрицательность — меньше 1,8. В наибольшей степени металлические свойства выражены у элементов главной подгруппы I группы Периодической системы – щелочных металлов. Их атомы настолько легко отдают валентные электроны, что в природе эти элементы находятся исключительно в виде соединений.

По распространенности в земной коре среди всех металлов лидирует алюминий (7 %). Он уступает лишь двум неметаллам — кислороду и кремнию. На втором месте среди металлов расположено железо (4 %), на третьем — кальций (3 %), затем натрий, калий и магний (около 2 %), титан (0,6 %). Гораздо меньше в земной коре хрома (0,01 %), меди (0,005 %), урана, олова (около 0,0002 %), серебра (0,000007 %), ртути (0,000005 %), золота (0,0000001 %). Все радиоактивные металлы, за исключением урана

и тория, в природе встречаются в ничтожных количествах либо вообще не обнаружены.

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Слово «коррозия» происходит от лат. «corrosio» — разъедание.

«Поедают» металл все вещества, которые могут с ним реагировать: кислород и вода, кислоты и щелочи, растворы солей (например, морская вода). Аппетит у «металлоедов» чудовищный — почти четверть железа, ежегодно выплавляемого в мире, всего лишь заменяет то, что превратилось в ржавчину.

Разрушение металлов и сплавов вследствие взаимодействия их с окружающей средой называется **коррозией**.

В зависимости от механизма процесса различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия — это разрушение металла из-за окисления его окислителями, находящимися в коррозионной среде. Протекает без возникновения электрического тока в системе.

Электрохимическая коррозия — это разрушение металла при контакте с электролитами. Протекает с возникновением в системе электрического тока (рис. 1).

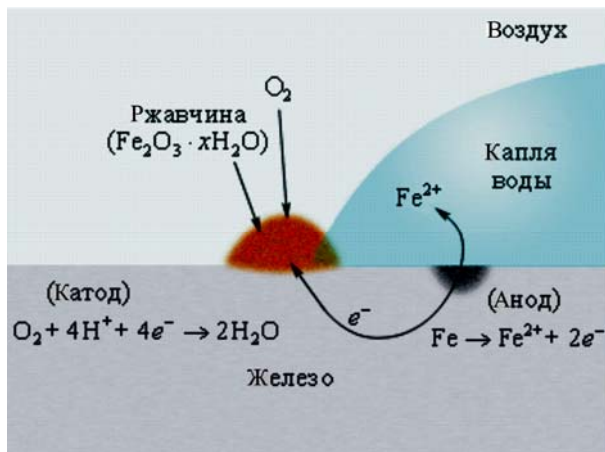


Рис. 1. Коррозия железа кислородом воздуха, растворенным в воде

Электрохимическая коррозия может быть усилена, если металл содержит примеси других веществ, так как при этом возникают гальванические пары. Скорость коррозии тем больше, чем дальше расположены друг от друга в ряду стандартных электродных потенциалов те металлы, из которых образовался гальванический элемент.

На скорость коррозии влияет и характер раствора электролита. Чем выше кислотность раствора, а также чем больше содержание в нем окислителей, тем быстрее протекает коррозия. Значительно возрастает коррозия с ростом температуры.

Для защиты железа от коррозии используются всевозможные покрытия: краска, слой металла (олова, цинка). При этом краска и олово предохраняют от коррозии до тех пор, пока защитный слой цел. Появление в нем трещин и царапин способствует проникновению влаги и воздуха к поверхности железа, и процесс коррозии возобновляется, причем в случае оловянного покрытия он даже ускоряется, поскольку олово служит катодом в электрохимическом процессе (рис. 2).

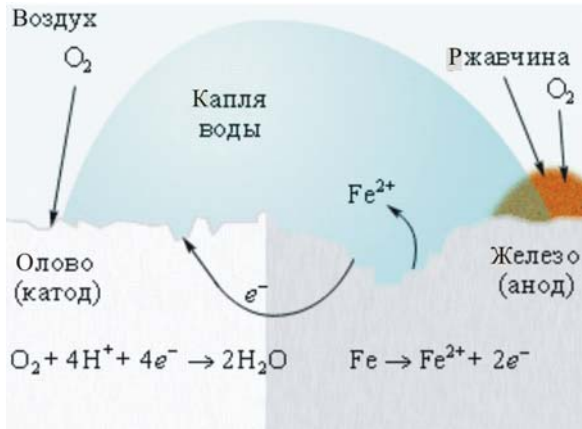


Рис. 2. Коррозия «белой жести»

Оцинкованное железо ведет себя иначе. Поскольку цинк выполняет роль анода, то его защитная функция сохраняется и при нарушении цинкового покрытия (рис. 3).

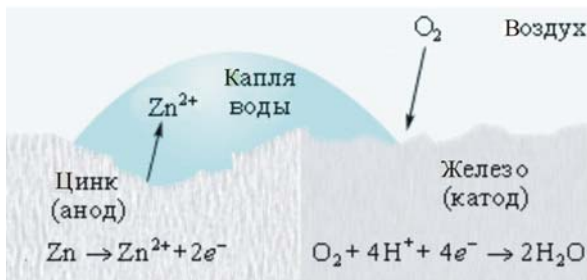


Рис. 3. Катодная защита в оцинкованном железе

Катодная защита широко используется для уменьшения коррозии подземных и подводных трубопроводов и стальных опор высоковольтных передач, нефтяных платформ и причалов (рис. 4).

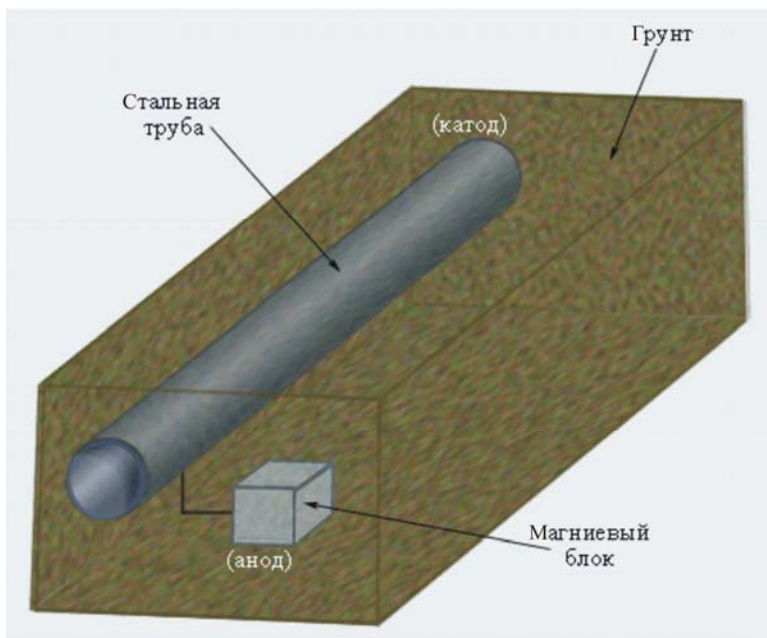


Рис. 4. Катодная защита подземного трубопровода

Итак, защита от коррозии: защитные поверхностные покрытия металлов; создание сплавов с антикоррозионными свойствами; проекторная защита и электрозащита; изменение состава среды.

ЗАДАЧИ

7.1. Каких элементов в Периодической системе больше — металлов или неметаллов? Укажите расположение металлов в Периодической системе элементов.

7.2. Каковы особенности строения атомов элементов-металлов?

7.3. Как классифицируют металлы по электронным семействам, отношениям к магнитным полям, плотности, температуре плавления?

7.4. Как изменяются восстановительные свойства металлов в периодах и группах Периодической системы с увеличением порядкового номера элемента?

7.5. Почему бериллий обладает амфотерными свойствами? Почему бор не относят к металлам?

7.6. Какой тип связи существует в простых веществах — металлах?

7.7. Перечислите общие физические свойства металлов. Чем они обусловлены?

7.8. Какую роль играют металлы в химических реакциях: окислителей или восстановителей?

7.9. Что представляет собой электрохимический ряд напряжений металлов? Какие практические выводы относительно химической активности металлов можно сделать, исходя из их положения в электрохимическом ряду напряжений.

7.10. Все ли металлы реагируют с кислородом с образованием оксидов? Напишите уравнения реакций горения в кислороде магния, железа, алюминия.

7.11. Напишите уравнения следующих реакций: кальция с хлором, серой, азотом, фосфором, углеродом. Укажите условия реакций и названия образовавшихся веществ.

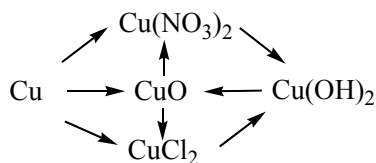
7.12. Образует ли водород соединения с металлами I–III групп? Что означает пустая графа водородных соединений в I–III группах Периодической системы?

7.13. Какой объем водорода может быть получен при растворении в воде 1,4 г лития?

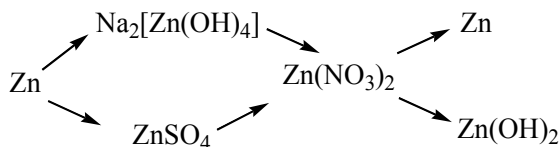
7.14. При взаимодействии щелочно-земельного металла массой 3,425 г с водой выделился водород объемом 560 мл (н. у.). Определите, какой металл взят для реакции.

7.15. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

а)



б)



7.16. Пятнадцать граммов смеси алюминия и меди обработали соляной кислотой и собрали 13,44 л водорода (н. у.). Определите процентный состав смеси.

7.17. При растворении в разбавленной азотной кислоте 6,08 г смеси железа и меди, выделилось 1,792 л (н. у.) оксида азота (II). Определите состав смеси порошков.

7.18. Какие металлы и в какой последовательности будут вытесняться, если железную пластинку опустить в раствор, содержащий нитраты серебра, меди, магния?

7.19. Можно ли хранить в железной посуде растворы солей металлов? Если можно, то соли каких металлов?

7.20. Какие металлы называются черными, цветными, благородными?

7.21. В каком виде металлы существуют в земной коре? Какие металлы встречаются в самородном состоянии? Что такое руды?

7.22. Какая отрасль промышленности называется металлургией? Назовите основные способы получения металлов из руд, применяемые в металлургии.

7.23. Что такое сплавы? Как их получают? Почему в технике чаще используют сплавы, а не индивидуальные металлы?

7.24. Алюминий получают электролизом оксида алюминия в расплаве. Выделяющийся на аноде кислород окисляет графитовый анод, образуя оксид углерода (IV). Какая масса алюминия была получена, если в результате реакции на аноде собран газ, объем которого при н. у. составил 67,2 л?

7.25. В три стеклянные пробирки опустили а) железный гвоздь; б) железный гвоздь, обмотанный медной провололочкой; в) железный гвоздь, соединенный с цинковой пластинкой. Пробирки заполнили кислородом и, перевернув вверх дном, опустили в три стакана с водой. Опишите, как будет происходить процесс коррозии железа в каждом случае.

7.26. В три стеклянные пробирки опустили по железному гвоздю, заполнили пробирки кислородом и, перевернув вверх дном, опустили в три стакана с: а) водой; б) раствором хлористого натрия; в) раствором щелочи. Опишите, как будет происходить процесс коррозии железа в каждом случае.

7.27. Объясните, какой процесс коррозии может возникнуть при соединении медной трубы с оцинкованной стальной трубой, если обе трубы находятся в земле.

7.28. Объясните, почему нанесение цинкового покрытия на поверхность железа лучше предохраняет его от коррозии, чем нанесение оловянного покрытия. Объясните, почему же в таком случае для изготовления консервных банок используют олово, а не цинк?

7.29. Многие предметы, необходимые для стирки — ведра, бачки, корыта, тазы, — изготовлены из металла, покрытого тонким слоем цинка. Обычно говорят, что эти предметы изготовлены из оцинкованного железа или оцинкованной жести. В обыденной жизни эти названия равнозначны. Однако равнозначны ли они с точки зрения химии?

Глава 8. ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА VII ГРУППЫ

ВОДОРОД

Атом водорода состоит из одного протона и одного электрона. Этот простейший атом не имеет аналогов в Периодической системе. Он способен терять электрон, превращаясь в катион H^+ , и в этом отношении сходен с щелочными металлами, которые тоже проявляют степень окисления +1. Атом водорода может также присоединять электрон, образуя при этом анион H^- , электронная конфигурация которого такая же, как у атома гелия. В этом отношении водород сходен с галогенами, анионы которых имеют электронные конфигурации соседних благородных газов.

Таким образом, водород имеет двойственную природу, проявляя как окислительную, так и восстановительную способность. По этой причине в одних случаях водород помещают в подгруппу щелочных металлов, в других — в подгруппу галогенов.

Энергия связи в молекуле водорода составляет 436 кДж / моль, что обуславливает сравнительно малую активность молекулярного водорода при обычных условиях. При комнатной температуре водород реагирует лишь с фтором, но при нагревании может реагировать со многими простыми и сложными веществами.

Для получения водорода в промышленности используют следующие способы: электролиз водных растворов хлоридов активных металлов; пропускание паров воды над раскаленным углем при температуре 1 000 °С; конверсия метана при высоких температурах; крекинг углеводородов.

ЗАДАЧИ

8.1. Приведите электронную формулу водорода.

8.2. Обычно изотопы различных элементов не имеют специальных названий. Единственным исключением является водород, изотопы которого имеют специальные химические символы и названия. Перечислите изотопы водорода.

8.3. Приведите молекулярные и структурные формулы соединений водорода, в которых он проявляет все возможные для него степени окисления. Назовите эти соединения. Опишите характер химической связи в предложенных Вами соединениях.

8.4. В чем заключается донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи? Приведите пример образования неорганического иона (с участием катиона водорода) по этому механизму. Укажите, какая частица в Вашем примере является донором, какая — акцептором.

8.5. С какими простыми веществами может взаимодействовать водород? Напишите уравнения реакций и укажите условия, в которых они протекают.

8.6. Некоторый элемент образует гидрид ЭН_3 , массовая доля водорода в котором равна 1,245 %. Какой элемент образует гидрид?

8.7. При действии воды на гидрид металла массой 0,84 г выделяется водород, объем которого при н. у. составляет 896 мл. Определите, гидрид какого элемента был взят, если известно, что этот элемент проявляет степень окисления +2.

8.8. Какой объем водорода, измеренный при н. у., потребуется для восстановления оксида меди (II), который получили при термическом разложении гидроксида меди (II) массой 19,6 г?

ГАЛОГЕНЫ

Элементы фтор, хлор, бром, иод и астат составляют главную подгруппу VII группы — подгруппу *галогенов*. Последний элемент радиоактивен, получен искусственно и в природе не встречается. Название «галогень», которое буквально означает «солерождающие», элементы получили за способность взаимодействовать с металлами с образованием типичных солей, например хлорида натрия NaCl .

Все элементы обладают электронной конфигурацией s^2p^5 , т. е. для образования конфигурации инертного газа им не хватает одного электрона. Это обуславливает характерную степень окисления всех элементов -1 . Фтор — наиболее электроотрицательный элемент в периодической таблице, он не образует соединений, в которых бы проявлялась положительная степень окисления. В то же время для хлора, брома и йода известны степени окисления $+1$, $+3$, $+5$, $+7$.

С повышением порядкового номера элементов в ряду $\text{F} - \text{At}$ увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства и окислительная способность элементов.

Из-за высокой реакционной способности галогены находятся в природе исключительно в связанном состоянии — главным образом в виде солей галогеноводородных кислот.

Галогеноводороды — это соединения галогенов с водородом, типичные для всех галогенов. Их формулы HF , HCl , HBr , HI . Степень окисления галогенов в этих соединениях -1 .

При растворении галогеноводородов в воде происходит их диссоциация на ионы, и образуются растворы соответствующих галогеноводородных кислот.

Все галогены, кроме фтора, образуют соединения, в которых они обладают положительными степенями окисления.

Наиболее важными из них являются *кислородсодержащие кислоты галогенов* типа HnHalO_n , где $n = 1-4$ и соответствующие им соли.

ЗАДАЧИ

8.9. Дайте характеристику элементов главной подгруппы VII группы по следующей схеме:

- 1) элементы подгруппы;
- 2) общая электронная формула;
- 3) возможные валентности и степени окисления элементов. Ответ обоснуйте. Приведите примеры соединений;
- 4) как и почему изменяются вниз по подгруппе: а) радиус элементов, б) их электроотрицательность, в) неметаллические свойства, г) агрегатное состояние простых веществ, образованных элементами подгруппы. Ответ обоснуйте;
- 5) приведите молекулярные и структурные формулы водородного соединения, высшего оксида и высшей кислородсодержащей кислоты для элемента 3-го периода этой подгруппы. Укажите названия всех веществ, проставьте валентности и степени окисления всех элементов;
- 6) для элемента 3-го периода этой подгруппы предложите формулы двух соединений, одно из которых имеет нулевой, а второе — ненулевой дипольный момент. Опишите пространственное строение молекул этих соединений. Укажите тип гибридизации элементов в этих соединениях.

8.10. Охарактеризуйте физические свойства простых веществ — галогенов.

8.11. Учитывая природу связи в галогенидах, предскажите, какое из соединений: NaF , NaCl , NaBr , NaI , должно иметь самую высокую температуру плавления.

8.12. Природный хлор представляет собой смесь изотопов ^{35}Cl и ^{37}Cl . На основании относительной атомной массы природного хлора, равной 35,5, рассчитайте изотопный состав хлора.

8.13. Перечислите известные Вам области применения свободного хлора, брома и иода.

8.14. В замкнутом сосуде происходит эндотермическое восстановление иода водородом с образованием иодоводорода. Начальные концентрации (моль / л): $[\text{I}_2]_0 = 4$, $[\text{H}_2]_0 = 6$, $[\text{HI}]_0 = 0$. Все реагенты и продукты находятся в газовой фазе:

- 1) определите равновесные концентрации всех веществ, если константа равновесия $K = 2$;
- 2) в какую сторону и почему сместится равновесие: а) при понижении температуры, б) при понижении давления?

8.15. С какими веществами будет вступать в реакцию соляная кислота: аммиак, цинк, медь, оксид меди, гидроксид кальция? Приведите уравнения всех существующих реакций в молекулярной и ионной формах.

8.16. Газ, образовавшийся в результате химической реакции 2 г водорода с 2 г хлора, поглощается в 560 мл воды (без изменения объема). Рассчитайте pH полученного раствора. Как изменится pH полученного раствора, если к нему добавить: а) 560 мл воды, б) 3,136 г гидроксида калия?

8.17. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза хлорида меди. Укажите среду раствора и молекулярную массу соли, образующейся при гидролизе. Какими факторами можно подавить процесс гидролиза этой соли?

8.18. Можно ли при получении фтора пользоваться сосудами из стекла?

8.19. Предложите ряд последовательных реакций, с помощью которых можно получить чистый хлор, используя в качестве исходного вещества бертолетову соль.

8.20. Напишите уравнение реакции диспропорционирования с участием свободного хлора.

8.21. Почему есть хлорная вода и бромная вода, но нет «фторной воды»?

8.22. Пятнадцать граммов смеси алюминия и меди обработали соляной кислотой и собрали 13,44 л водорода (н. у.). Определите процентный состав смеси.

8.23. Сколько граммов свободного иода выделится при пропускании 3,36 л хлора (н. у.) через раствор, содержащий 15 г иодида натрия?

8.24. Газ, образующийся при электролизе расплава 69,0 г смеси бромидов натрия и калия, взятых в молярном отношении 1 : 3, сжигают в избытке водорода. Газообразный продукт сжигания пропускают через раствор, содержащий 20,0 г NaOH. Объем раствора в итоге составляет 1 л:

1) определите pH раствора (принять для всех электролитов $\alpha = 1$);

2) определите массу сухого остатка, который получится при выпаривании раствора.

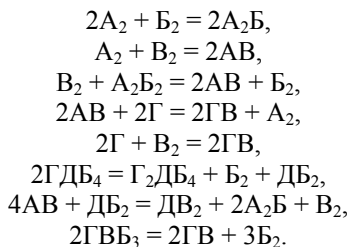
8.25. Опишите процесс электролиза раствора хлорида калия, протекающего с использованием инертных электродов по следующей схеме: а) сделайте рисунок к процессу; б) напишите уравнения реакций, протекающих на электродах и суммарное уравнение реакции электролиза; в) как меняется значение pH раствора вблизи электродов в процессе электролиза?

8.26. При действии бесцветной маслянистой жидкости А на твердое белое вещество Б, которое употребляют в пищу, выделяется газ В с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Газ В можно получить также из двух простых газообразных веществ, одно из которых окрашено, другое бесцветно. О каких веществах идет речь? Напишите уравнения реакций.

8.27. Клетки с символами А и В находятся в Периодической системе рядом. Эти два элемента существуют в виде простых веществ — характерно пахнущих и ядовитых газов. Эти газы чрезвычайно реакционноспособны: уже при комнатной температуре они реагируют со многими элементами и разрушают органические соединения. Вещество, образованное элементом А, применяется для обеззараживания питьевой воды; водородное соединение элемента В разрушает стекло. Назовите элементы А и В, если известно, что они образуют соединение $АВ_2$.

8.28. В трех пробирках находятся растворы хлорида натрия, нитрата серебра и карбоната натрия. Как, имея в своем распоряжении лишь один дополнительный реактив (какой?), можно узнать, где какая соль находится?

8.29. Пять элементов Периодической системы обозначены буквами А, Б, В, Г и Д. Реакции с их участием описываются следующими уравнениями:



Определите эти элементы, напишите все уравнения реакций.

Глава 9. ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА VI ГРУППЫ

К элементам главной подгруппы шестой группы относятся кислород, сера, селен, теллур и радиоактивный полоний. Эти элементы иногда называют *халькогенами*.

Все эти элементы имеют электронные конфигурации внешнего валентного слоя типа ns^2np^4 , что обуславливает прежде всего окислительные свойства этих элементов. Атом кислорода отличается от атомов других элементов подгруппы отсутствием на внешней электронной оболочке **d**-орбитали. Поэтому валентность кислорода, как правило, равна двум. Однако в некоторых случаях атом кислорода, обладающий неподеленными электронными парами, может выступать в качестве донора электронов и образовывать дополнительные ковалентные связи по донорно-акцепторному механизму.

У остальных элементов подгруппы число неспаренных электронов в атоме может быть увеличено переводом **s**- и **p**-электронов на **d**-подуровень внешней электронной оболочки. В связи с этим указанные элементы проявляют валентность, равную не только **2**, но также **4** и **6**.

Кислород и сера — типичные неметаллы. Селен и теллур занимают промежуточное положение между неметаллами и металлами, а полоний — типичный металл.

Элементы данной подгруппы проявляют как отрицательную, так и положительную степень окисления. В соединениях с металлами и с водородом их степень окисления, как правило, равна **-2**. В соединениях с неметаллами она может иметь значение **+4** и **+6**, что связано с наличием свободной **d**-орбитали на внешней оболочке. Исключение при этом составляет кислород. По величине электроотрицательности он уступает только фтору, поэтому только в соединении с этим элементом (**OF₂**) его степень окисления положительна (**+2**). В соединениях со всеми другими элементами степень окисления кислорода отрицательна и обычно равна **-2**. В пероксиде водорода (**H₂O₂**) и его производных она равна **-1**.

Физические и химические свойства рассматриваемых элементов закономерно изменяются с увеличением порядкового номера. Появление новых электронных оболочек влечет за собой увеличение радиусов атомов, уменьшение электроотрицательности, понижение окислительной активности незаряженных атомов и усиление восстановительных свойств атомов со степенью окисления **-2**.

Водородные соединения халькогенов отвечают формуле **H₂Э**. При растворении их в воде образуются соответствующие кислоты. Сила этих кислот возрастает с ростом порядкового номера элемента.

Сера, селен и теллур образуют одинаковые оксиды ЭO_2 и ЭO_3 , которым соответствуют кислоты $\text{H}_2\text{ЭO}_3$ и $\text{H}_2\text{ЭO}_4$.

От кислорода к теллuru содержание элементов на Земле резко падает, а полоний, не имея ни одного стабильного изотопа, встречается в урановых и ториевых рудах как один из продуктов радиоактивного распада ^{238}U .

ЗАДАЧИ

9.1. Дайте характеристику элементов главной подгруппы VI группы по следующей схеме:

1) элементы подгруппы;
2) общая электронная формула;
3) возможные валентности и степени окисления элементов. Ответ обоснуйте. Приведите примеры соединений;

4) как и почему изменяются вниз по подгруппе: а) радиус элементов, б) их электроотрицательность, в) неметаллические свойства, г) агрегатное состояние простых веществ, образованных элементами подгруппы. Ответ обоснуйте;

5) приведите молекулярные и структурные формулы водородного соединения, высшего оксида и высшей кислородсодержащей кислоты для элемента 3-го периода этой подгруппы. Укажите названия всех веществ, проставьте валентности и степени окисления всех элементов;

6) для элемента 3-го периода этой подгруппы предложите формулы двух соединений, одно из которых имеет нулевой, а второе — ненулевой дипольный момент. Опишите пространственное строение молекул этих соединений. Укажите тип гибридизации элементов в этих соединениях.

9.2. Сера образует химические связи с калием, водородом, бромом и углеродом. Какие связи наиболее и наименее полярны? Укажите, в сторону какого атома происходит смещение электронной плотности связи.

9.3. Какие аллотропные модификации кислорода Вы знаете? Какая из них появляется в воздухе после грозы? Изобразите их структурные формулы. С помощью каких химических реакций можно различить эти модификации между собой? Приведите необходимые уравнения.

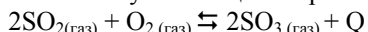
9.4. Молекулярная масса одной из аллотропных модификаций серы равна 256. Какова молекулярная формула этой модификации? Предложите ее структурную формулу. Какие еще аллотропные модификации серы Вы знаете?

9.5. В чем сходны между собой озон и пероксид водорода по химическим свойствам? Какие вещества появляются в результате окислительно-восстановительных реакций, когда в качестве окислителя выступает: а) пероксид водорода; б) озон? Напишите уравнения реакций.

9.6. В чем заключается причина резкого различия в физических свойствах H_2O и H_2S ?

9.7. В результате некоторой реакции в единице объема в единицу времени образовалось 5,1 г сероводорода; в результате другой реакции при тех же условиях образовалось 4,5 г воды. Какая из реакций идет с большей скоростью и почему?

9.8. Какие факторы способствуют смещению равновесия в реакции



в сторону образования серного ангидрида? Обоснуйте свой ответ. Чему равна константа равновесия этой реакции, если к моменту наступления равновесия прореагировало 2 моль / л диоксида серы из 4 моль / л, бывших в начале? Начальная концентрация кислорода 2 моль / л, концентрация SO_3 на старте равна нулю.

9.9. В Вашем распоряжении имеются сера, железо и соляная кислота. Предложите два способа получения сероводорода из этих веществ. Напишите уравнения реакций.

9.10. При пропускании сероводорода через бромную воду красно-бурая окраска постепенно исчезает и выпадает желтый осадок. Объясните наблюдаемое явление и напишите уравнение реакции.

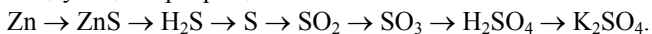
9.11. Можно ли осушить сероводород, пропуская его через концентрированную серную кислоту?

9.12. Как будет изменяться со временем масса открытого сосуда: а) с очень разбавленной серной кислотой; б) с концентрированной серной кислотой? Объясните почему? Как будет изменяться концентрация кислоты?

9.13. В Вашем распоряжении имеются сера, уголь, медь и концентрированная серная кислота. Предложите три способа получения сернистого газа из этих веществ. Напишите уравнения реакций.

9.14. В трех пробирках находятся растворы сульфата, сульфита и сульфида натрия. Как, имея в своем распоряжении лишь один реактив (какой?), узнать, где какая соль находится?

9.15. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:

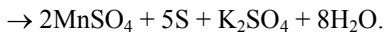


Для реакций ионного обмена приведите ионные уравнения, окислительно-восстановительные реакции уравняйте методом электронного или электронно-ионного баланса.

9.16. Через раствор, содержащий 5 г едкого натра, пропустили сероводород (н. у.), полученный при действии соляной кислоты на 13,75 г сульфида калия. Какая образовалась соль и в каком количестве?

9.17. Докажите, что диоксид серы SO_2 является веществом с двойственной окислительно-восстановительной функцией.

9.18. Восстановите левую часть уравнения:



9.19. При разложении на свету раствора пероксида водорода массой 18,7 г образовалась вода и 672 мл газа (н. у.). К оставшемуся раствору пероксида водорода добавили серной кислоты и избыток раствора иодида калия. При этом получился йод массой 12,7 г. Определите массовую долю пероксида водорода в исходном растворе.

9.20. Для дезинфекции воды на водоочистительных станциях ее обрабатывают хлором. Для удаления избытка хлора применяют сульфит натрия. Вычислите, какой объем 10 %-го раствора сульфита натрия с плотностью 1,08 г / мл понадобится для удаления 17,92 л (н. у.) хлора.

9.21. В результате взаимодействия сероводорода с оксидом серы (IV) образовалось 100 г серы. Какой объем сероводорода (н. у.) вступил в реакцию?

9.22. Сернистый газ растворили в воде. К раствору прилили избыток бромной воды, а затем избыток раствора хлорида бария. Раствор аккуратно выпарили. Получилось 1,165 г сухого остатка. Какой объем сернистого газа был растворен в воде?

9.23. Какой объем оксида серы (IV) (н. у.) выделится при нагревании 100 мл 98 %-го раствора серной кислоты (плотность 1,84 г / мл) с избытком железа?

9.24. Продукты полного сгорания 4,48 л сероводорода (н. у.) в избытке кислорода поглощены 57,4 мл 20 %-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,22 г / мл). Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе и массу осадка, который выделится при обработке этого раствора избытком гидроксида кальция.

9.25. Имеется смесь меди, углерода и оксида железа (III) с молярным соотношением компонентов 4 : 2 : 1 (в порядке перечисления). Какой объем 96ой серной кислоты (плотность 1,84 г / мл) нужен для полного растворения при нагревании 2,2 г такой смеси?

Глава 10. ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА V ГРУППЫ

К главной подгруппе V группы Периодической системы относятся азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут. Они имеют общее название **пниктогены**.

Эти элементы имеют пять электронов на внешней электронной оболочке атома, электронная конфигурация валентного уровня — s^2p^3 . Благодаря наличию пяти внешних электронов, высшая степень окисления элементов этой подгруппы равна **+5**, а низшая — **-3**. Степень окисления **-3** данные элементы проявляют в водородных соединениях: аммиак NH_3 и фосфин PH_3 — реальные соединения, а арсин AsH_3 и стибин SbH_3 — крайне неустойчивы, легко распадаются на водород и элемент. У висмута же водородного соединения вообще нет! Вследствие относительно небольшой разности электроотрицательностей связь рассматриваемых элементов с водородом мало полярна. Поэтому водородные соединения этих элементов не отщепляют в водном растворе ионы водорода и, таким образом, не обладают кислотными свойствами.

Соединения, содержащие элемент в степени окисления **+5**, устойчивы для элементов с большим порядковым номером, так как валентные электроны находятся далеко от ядра и отрываются легче, а N^{+5} — очень сильный окислитель. Соединения, содержащие элементы с промежуточными степенями окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями.

У азота превалируют неметаллические свойства, ослабление этих свойств, при переходе к следующим элементам влечет за собой появление и нарастание металлических свойств. Последние заметны уже у мышьяка, сурьма приблизительно в равной степени обладает и теми и другими свойствами, а у висмута металлические свойства преобладают над неметаллическими.

Азот — газ, малоактивен; фосфор — твердое вещество, может быть разным: белым P_4 (летуч, самовоспламеняется, светится в темноте, ядовит), красным (полимер P_x , нелетуч, горит только после поджигания, неядовит) и даже черным (P , похож на металл — проводит электрический ток и блестит, имеет кристаллическую решетку как у металлов); мышьяк, сурьма и висмут — твердые вещества.

Радиус атома увеличивается вниз по группе. Электроотрицательность вниз по группе уменьшается (от **3,07** у азота до **1,67** у висмута).

ЗАДАЧИ

10.1. Дайте характеристику элементов главной подгруппы V группы по следующей схеме:

1) элементы подгруппы;
2) общая электронная формула;
3) возможные валентности и степени окисления элементов. Ответ обоснуйте. Приведите примеры соединений;

4) как и почему изменяются вниз по подгруппе: а) радиус элементов, б) их электроотрицательность, в) неметаллические свойства, г) агрегатное состояние простых веществ, образованных элементами подгруппы. Ответ обоснуйте;

5) приведите молекулярные и структурные формулы водородного соединения, высшего оксида и высшей кислородсодержащей кислоты для элемента 3-го периода этой подгруппы. Укажите названия всех веществ, проставьте валентности и степени окисления всех элементов;

6) для элемента 3-го периода этой подгруппы предложите формулы двух соединений, одно из которых имеет нулевой, а второе — ненулевой дипольный момент. Опишите пространственное строение молекул этих соединений. Укажите тип гибридизации элементов в этих соединениях.

10.2. Опишите пространственное строение следующих соединений: NH_3 , $[\text{NH}_4]^+$. Определите типы гибридизации атомов азота в этих соединениях. Выберите из приведенных соединений такое, в котором имеются ковалентные связи, образованные по двум различным механизмам, и поясните эти механизмы.

10.3. При сгорании 2 моль фосфина PH_3 образуются оксид фосфора P_2O_5 и вода (ж) и выделяется 2440 кДж. Определите теплоту образования фосфина, если при образовании оксида фосфора (V) и воды выделяется соответственно 1548 кДж / моль и 286 кДж / моль.

10.4. При стандартных условиях теплота полного сгорания белого фосфора равна 760,1 кДж / моль, а теплота полного сгорания черного фосфора равна 722,1 кДж / моль. Чему равна теплота превращения черного фосфора в белый при стандартных условиях?

10.5. В замкнутом сосуде происходит эндотермическая реакция разложения хлорида фосфора (V) с образованием хлорида фосфора (III) и хлора. Начальные концентрации (моль / л): $[\text{PCl}_5]_{\text{н}} = 6$, $[\text{PCl}_3]_{\text{н}} = [\text{Cl}_2]_{\text{н}} = 0$. Все реагенты и продукты находятся в газовой фазе. Определите равновесные концентрации всех веществ, если константа равновесия $K = 3$. В какую сторону и почему сместится равновесие: а) при повышении температуры; б) при повышении давления?

10.6. В чем причина большой разницы в химической активности молекулярного азота и белого фосфора?

10.7. В каких реакциях азот проявляет свойства окислителя, в каких — восстановителя? Приведите примеры таких реакций.

10.8. Как можно разделить смесь газов, состоящих из кислорода и аммиака?

10.9. Как с помощью химических реакций доказать, что данное вещество — хлорид аммония? Приведите уравнения реакций.

10.10. Напишите структурные формулы известных Вам оксидов азота. Укажите валентности и степени окисления азота в этих соединениях.

10.11. Оксиды N_2O и NO иногда называют «безразличными». Объясните смысл этого названия. Какова реакционная способность этих оксидов?

10.12. Напишите уравнения реакций, характеризующих двойственную окислительно-восстановительную функцию диоксида азота.

10.13. Дождевая вода в грозу содержит немного азотной кислоты. В результате каких реакций она образовалась?

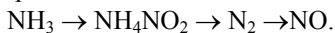
10.14. Почему концентрированная азотная кислота окрашена в желтый цвет? Приведите необходимое для объяснения уравнение химической реакции.

10.15. Напишите несколько реакций с участием азотной кислоты, в каждой из которых степень окисления азота изменяется по-разному.

10.16. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: нитрат натрия, нитрат аммония, нитрат меди (II), нитрит калия? Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах. Поясните, изменением каких факторов можно сместить равновесие реакции гидролиза. Ответ обоснуйте.

10.17. В трех пробирках без этикеток находятся концентрированные растворы серной, азотной и соляной кислот. Как с помощью только одного дополнительного реагента определить, в какой пробирке какая кислота находится?

10.18. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



10.19. При нагревании раствора хлорида аммония с раствором смеси гидроксидов натрия и бария выделилось 0,672 л газа (н. у.). Массовая доля обоих оснований в растворе одинакова. Вычислите, какое количество осадка выпадет при действии на исходную смесь избытка раствора сульфата натрия.

10.20. При пропускании смеси газов, образовавшихся после разложения азотной кислоты, через раствор гидроксида калия объемом 212,1 мл ($\rho = 1,1$ г/мл) с массовой долей KOH 12 %, произошла полная нейтрализация раствора щелочи. Какой объем раствора азотной кислоты ($\rho = 1,43$ г/мл) с массовой долей HNO_3 63 % подвергся разложению? Сколько меди может раствориться в этом объеме кислоты?

10.21. Какие продукты образуются при разложении кристаллических нитратов?

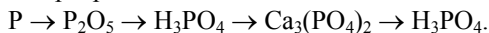
10.22. При прокаливании 95,1 г смеси нитратов калия и серебра до полного разложения этих нитратов выделилось 17,92 л газа (н. у.). Определите количественный состав смеси нитратов.

10.23. Кусочек сплава никеля и меди массой 3,714 г растворили в концентрированной азотной кислоте. При этом выделилось 2,688 л бурого газа (н. у.). Определите содержание металлов в сплаве (в процентах по массе).

10.24. Массовая доля фосфора в одном из его оксидов составляет 56,36 %. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 7,58 г / мл. Установите молекулярную формулу этого оксида.

10.25. При гидролизе хлорида фосфора (V) образовалось 2,5 моля хлористого водорода. Рассчитайте массу осадка, образующегося при добавлении к полученному при гидролизе раствору избытка растворенного в воде CaCl_2 .

10.26. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



10.27. С какими из перечисленных веществ может вступить в реакцию фосфат кальция: а) серная кислота; б) ортофосфорная кислота; в) нитрат натрия; г) гидроксид калия? Напишите молекулярные и ионные уравнения возможных реакций.

10.28. К водному раствору, содержащему 26,4 г сульфата аммония, добавляют избыток гидроксида натрия и нагревают. Выделившийся при этом газ полностью поглощается другим раствором, содержащим 19,6 г ортофосфорной кислоты. Какая соль и в каком количестве (в граммах) при этом образуется?

10.29. Имеется 6,3 г серы и фосфора, которую обработали избытком концентрированной азотной кислоты при нагревании. При этом выделилось 24,64 л бурого газа (н. у.). Полученный газ был пропущен через 949,4 г 6,5 %-го раствора гидроксида калия. Какие соли содержатся в полученном растворе, и каковы их массовые доли? Определите массовые доли серы и фосфора в исходной смеси.

Глава 11. ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА IV ГРУППЫ

В главную подгруппу четвертой группы Периодической системы входят углерод, кремний, германий, олово и свинец. Электронная конфигурация внешнего электронного уровня s^2p^2 . В невозбужденном состоянии атомы подгруппы имеют на внешнем уровне два неспаренных электрона. Поскольку атомы всей подгруппы имеют на внешнем уровне свободные орбитали, то при переходе в возбужденное состояние распаривают электроны s-подуровней. Поэтому эти элементы могут проявлять валентности II и IV, а степени окисления +2, +4, -4. Элементы подгруппы образуют оксиды общей формулы ЭО и ЭО₂, а водородные соединения — формулы ЭН₄. Гидраты высших оксидов углерода и кремния обладают кислотными свойствами, гидраты остальных элементов амфотерны.

При переходе от углерода к свинцу размеры атомов возрастают. Поэтому следует ожидать, что способность к присоединению электронов, а следовательно, и неметаллические свойства будут при этом ослабевать. Легкость же отдачи электронов — возрастать. Действительно, уже у германия проявляются металлические свойства. А у олова и свинца они преобладают над неметаллическими. Таким образом, только первые два члена описываемой группы являются неметаллами, германий проявляет промежуточные свойства, а олово и свинец — металлы.

В электрохимическом ряду напряжений олово и свинец стоят до водорода, германий — после. Поэтому свинец и олово реагируют с соляной кислотой и разбавленной серной кислотой с выделением водорода, а германий — нет.

Германий — рассеянный элемент, образование рудных скоплений для него не характерно. Он в основном сопутствует природным силикатам и сульфидам, содержится в некоторых углях.

Основной минерал олова — *кассерит* (оловянный камень) SnO₂, свинца — *галенит* (свинцовый блеск) PbS. Олово и свинец были известны человеку еще за три тысячелетия до нашей эры. Они входили в список «семи металлов древности»: Au, Fe, Ag, Cu, Pb, Sn и Hg.

ЗАДАЧИ

11.1. Дайте характеристику элементов главной подгруппы IV группы по следующей схеме:

- 1) элементы подгруппы;
- 2) общая электронная формула;
- 3) возможные валентности и степени окисления элементов. Ответ обоснуйте. Приведите примеры соединений;

4) как и почему изменяются вниз по подгруппе: а) радиус элементов, б) их электроотрицательность, в) неметаллические свойства, г) агрегатное состояние простых веществ, образованных элементами подгруппы. Ответ обоснуйте;

5) приведите молекулярные и структурные формулы водородного соединения, высшего оксида и высшей кислородсодержащей кислоты для элемента 2-го периода этой подгруппы. Укажите названия всех веществ, проставьте валентности и степени окисления всех элементов;

6) для элемента 2-го периода этой подгруппы предложите формулы двух соединений, одно из которых имеет нулевой, а второе — ненулевой дипольный момент. Опишите пространственное строение молекул этих соединений. Укажите тип гибридизации элементов в этих соединениях.

11.1. Какую гибридизацию может проявлять углерод в соединениях? Приведите примеры.

11.2. Назовите все аллотропные модификации углерода и обоснуйте различие в их физических и химических свойствах.

11.3. Перечислите основные области применения алмаза, графита, фуллеренов.

11.4. Для следующих частиц: CH_4 , CO_2 , CO определите:

а) тип гибридизации центрального атома;

б) пространственное строение;

в) полярность молекул;

г) валентность и степень окисления всех элементов;

д) выберите из приведенных соединений такое, в котором имелись бы ковалентные связи, образованные по двум различным механизмам. Опишите эти механизмы применительно к выбранному соединению.

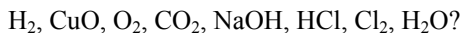
11.5. Напишите структурные формулы соединений CF_4 , CHClO , C_2H_4 . Определите степень окисления, валентность, тип гибридизации углерода и геометрическую форму молекул.

11.6. Охарактеризуйте физические и химические свойства оксидов углерода. Перечислите области нахождения в природе и применение углекислого газа.

11.7. Почему оксид углерода (II) только формально можно считать ангидридом муравьиной кислоты?

11.8. Как очистить монооксид углерода от примесей воды и углекислого газа? Напишите уравнения реакций.

11.9. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать оксид углерода (II):



Напишите уравнения происходящих реакций.

11.10. Почему твердый оксид углерода (IV) получил название «сухой лед»?

11.11. Как изменится окраска раствора, содержащего синий лакмус, если через этот раствор пропустить углекислый газ? Что произойдет с окраской, если потом этот раствор нагреть? Рассуждения подтвердите уравнениями реакций.

11.12. Почему pH дождевой воды всегда меньше 7?

11.13. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать оксид углерода (IV):



Напишите уравнения происходящих реакций.

11.14. Каким способом можно отличить соли угольной кислоты от солей азотной, серной и соляной кислот?

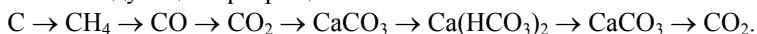
11.15. В одной из трех склянок имеется раствор гидроксида натрия, в другой — гидрокарбоната натрия, в третьей — карбоната натрия. С помощью каких химических реакций можно распознать содержимое каждой склянки?

11.16. Приведите пример растворимой в воде соли, при действии на которую как кислоты, так и щелочи (при нагревании) выделяется газ? Напишите уравнения реакций.

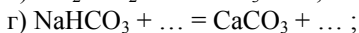
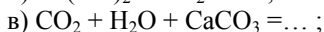
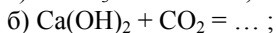
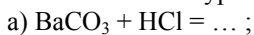
11.17. Одна из солей угольной кислоты не дает твердого остатка при термическом разложении. Что это за соль? Назовите ее. Предложите способ получения этой соли. Напишите уравнения всех реакций.

11.18. Тонкий порошок гидрокарбоната натрия применяется для сухого огнетушения. Какое превращение происходит с содой при нагревании и как это связано с противопожарным действием?

11.19. Напишите уравнения реакций, в результате которых возможно осуществить следующие превращения:



11.20. Составьте уравнения следующих реакций:



11.21. Какие факторы способствуют смещению равновесия в реакции



в сторону образования оксида углерода (II)? Обоснуйте свой ответ. Чему равна константа равновесия этой реакции, если до его установления израсходовался 1 моль CO_2 из 2 моль, бывших в начале? (Концентрация CO на старте равна нулю.)

11.22. При полном гидролизе смеси карбидов кальция и алюминия образуется смесь газов, которая в 1,6 раза легче кислорода. Определите массовые доли карбидов в исходной смеси.

11.23. В вашем распоряжении 10 г известняка и вода. Как получить, не расходуя никаких других материалов, кроме двух названных, пять новых сложных веществ, относящихся к пяти разным классам химических соединений (каким)? Составьте уравнения всех реакций и определите массу полученных соединений.

11.24. При прокаливании 50 г карбоната кальция образовалось 34,6 г твердого остатка. Определите степень разложения карбоната кальция и состав остатка.

11.25. Через известковую воду пропущен 1 л (н. у.) смеси оксида углерода (II) и оксида углерода (IV). Выпавший при этом осадок был отфильтрован и высушен, масса его оказалась равной 2,45 г. Установите содержание газов в исходной смеси (в процентах по объему).

11.26. В раствор, содержащий 4,48 г гидроксида калия, пропустили 1,12 л CO_2 (н. у.). Определите качественный и количественный (в граммах) состав остатка, полученного при осторожном (без разложения) выпаривании раствора.

11.27. Образец стали массой 5 г при сжигании в токе кислорода выделил углекислый газ массой 0,1 г. Какова массовая доля углерода в стали?

11.28. Назовите аллотропные модификации кремния. Какая из них химически более активна и почему?

11.29. Назовите и обоснуйте основную область использования кристаллического кремния.

11.30. Перечислите известные вам способы получения кристаллического и аморфного кремния. Приведите уравнения реакций.

11.31. Во сколько раз в земной коре атомов кислорода больше, чем атомов кремния? Массовые доли кислорода и кремния в земной коре соответственно равны 47,2 и 27,6 %.

11.32. Приведите по два уравнения реакций, в которых углерод и кремний выступают: а) в качестве восстановителей; б) в качестве окислителей.

11.33. Какие Вы знаете оксиды кремния? Опишите их физические свойства. В чем заключается причина резкого различия в физических свойствах оксида углерода (IV) и оксида кремния (IV)? В виде каких соединений встречается оксид кремния (IV) в природе?

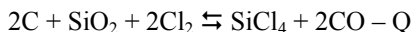
11.34. Какую кислоту нельзя хранить ни в обычной стеклянной посуде, ни в посуде из кварцевого стекла? Почему? Ваш ответ подтвердите уравнением реакции.

11.35. Как из кремнезема получить кремниевую кислоту?

11.36. Приведите уравнения реакций, которые лежат в основе получения различных стекол.

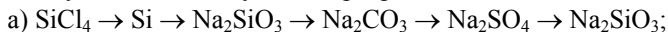
11.37. Какие соединения называют жидкими стеклами? На каких свойствах жидких стекол основано их практическое использование?

11.38. Для реакции

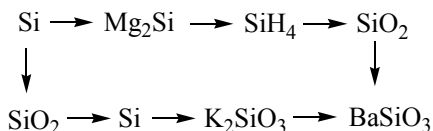


напишите выражение закона действующих масс для химического равновесия. Установите, в каком направлении произойдет смещение равновесия при: а) увеличении давления; б) нагревании системы; в) добавлении хлора; г) добавлении монооксида углерода.

11.39. Осуществите следующие превращения:



б)



11.40. Как с помощью одного вещества (какого?) определить, в какой пробирке находятся растворы: сульфата калия, силиката калия, карбоната натрия? Напишите все уравнения реакций.

11.41. Охарактеризуйте строение и свойства карборунда SiC.

11.42. При сплавлении кремнезема с содой было получено 6,1 г силиката натрия. выделившийся газ был поглощен раствором едкого натра ($\rho = 1,12 \text{ г / мл}$) объемом 18 мл с массовой долей NaOH 10 %. Определите, какая соль и в каком количестве образовалась?

11.43. Смесь кремния и угля массой 5 г обработали избытком концентрированного раствора щелочи при нагревании. В результате реакции выделилось 2,8 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю углерода в этой смеси.

11.44. При растворении в водном растворе щелочи 8 г смеси кремния с цинком выделилось 6,272 л газа (н. у.). Найдите процентный состав смеси.

11.45. Определите объем водорода (н. у.), выделившегося при обработке раствором гидроксида натрия смеси, полученной при сплавлении 6 г магния с 45 г оксида кремния (IV).

ПРИЛОЖЕНИЕ

**МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ
(ОКРУГЛЕННЫЕ)**

	O^{2-}	OH^-	Cl^-	Br^-	I^-	NO_3^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	PO_4^{3-}	SiO_3^{2-}
H^+		18	36,5	81	128	63	34	82	98	62	98	78
NH_4^+		35	53,5	98	145	80	68	116	132	96	149	112
Na^+	62	40	58,5	103	150	85	78	126	142	106	164	122
K^+	94	56	74,5	119	166	101	110	158	174	138	212	154
Ba^{2+}	153	171	208	197	391	261	169	217	233	197	101	213
Ca^{2+}	56	74	111	200	294	164	72	120	136	100	310	116
Mg^{2+}	40	58	95	184	278	148	56	104	120	84	262	100
Al^{3+}	102	78	133,5	267	408	213	150	294	342	234	122	282
Cr^{3+}	152	103	158,5	292	433	238	200	344	392	284	147	332
Fe^{2+}	72	90	127	216	310	180	88	136	152	116	358	132
Fe^{3+}	160	107	162,5	296	437	242	208	352	400	292	151	340
Mn^{2+}	71	89	126	215	309	179	87	135	151	115	355	131
Zn^{2+}	81	99	136	225	319	189	97	145	161	125	385	141
Cu^{2+}	80	98	135	224	318	188	96	144	160	124	382	140
Ag^+	232	125	143,5	188	235	170	248	296	312	276	419	292
Pb^{2+}	223	241	278	367	461	331	239	287	303	267	811	283

ТРЕХЗНАЧНЫЕ ДЕСЯТИЧНЫЕ ЛОГАРИФМЫ

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1,	000	041	079	114	146	176	204	230	255	279
2,	301	322	342	362	380	398	415	431	447	462
3,	477	491	505	519	532	544	556	568	580	591
4,	602	613	623	634	644	653	663	672	681	690
5,	699	708	716	724	732	740	748	756	763	771
6,	778	785	792	799	806	813	820	826	833	839
7,	845	851	857	863	869	875	881	887	892	898
8,	903	909	914	919	924	929	935	940	945	949
9,	954	959	964	969	973	978	982	987	991	996

Эта таблица позволяет находить логарифмы от 1 до 10. Прежде всего необходимо найти в первой слева колонке таблицы первую цифру заданного числа. Затем, следуя по найденной строке вправо, дойти до колонки, соответствующей второй цифре заданного числа. Так как искомые числа находятся в пределах от 1 до 10, то, следовательно, его логарифм должен быть заключен в пределах от 0 до 1.

Поступая таким образом, найдем, например, что логарифм числа 3,2 будет равен 0,505.

Умножение и деление:

$$\lg ab = \lg a + \lg b;$$

$$\lg a / b = \lg a - \lg b.$$

Возведение в степень и извлечение корня:

$$\lg a^n = n \lg a;$$

$$\lg a^{1/n} = (1 / n) \lg a.$$

СТАНДАРТНЫЕ ТЕПЛОТЫ ОБРАЗОВАНИЯ СОЕДИНЕНИЙ ИЗ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	Q, кДж/моль	Вещество	Q, кДж/моль
CO (г)	110,5	HI (г)	-26,6
CO ₂ (г)	393,5	H ₂ O (г)	241,8
CaCO ₃ (кр)	1207	H ₂ O (ж)	285,8
CaO (кр)	635	NH ₃ (г)	46,2
CuO (кр)	162	NO (г)	-90,3
HF (г)	271	NO ₂ (г)	-33,5
HCl (г)	92,2	P ₂ O ₅ (кр)	1492
HBr (г)	36,3		

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2,10										He -
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10				Ne -
3	Na 0,93	Mg 1,23	Al 1,47	Si 2,25	P 2,32	S 2,60	Cl 2,83				Ar -
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,11	Se 2,48	Br 2,74				Kr -
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,39	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,02	I 2,21				Xe -
6	Cs 0,86	Ba 0,97	*	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90				Rn -
7	Fr 0,86	Ra 0,97	**								

* — Лантаноиды: 1,01–1,14.

** — Actinoиды: 1,00–1,22.

КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ОСНОВАНИЙ

Гидроксид	Формула	Константа дисс., K_b	pK_b
Алюминия	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммония	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$	4,75
Бария	$Ba(OH)_2$	$2,30 \cdot 10^{-1}$	0,64
Галлия	$Ga(OH)_3$	$1,60 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,8
Железа (2)	$Fe(OH)_2$	$1,30 \cdot 10^{-4}$	3,89
Железа (3)	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,74
		$1,35 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,87
Кадмия	$Cd(OH)_2$	$5,00 \cdot 10^{-3}$ (2)	2,30
Кальция	$Ca(OH)_2$	$4,30 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,37
Кобальта (2)	$Co(OH)_2$	$4,00 \cdot 10^{-5}$ (2)	4,40
Лантана	$La(OH)_2$	$5,20 \cdot 10^{-4}$ (3)	3,30
Лития	$LiOH$	$6,75 \cdot 10^{-1}$	0,17
Магния	$Mg(OH)_2$	$2,50 \cdot 10^{-3}$ (2)	2,60
Марганца (2)	$Mn(OH)_2$	$5,00 \cdot 10^{-4}$ (2)	3,30
Меди (2)	$Cu(OH)_2$	$3,40 \cdot 10^{-7}$ (2)	6,47
Натрия	$NaOH$	5,90	-0,77
Никеля	$Ni(OH)_2$	$2,50 \cdot 10^{-5}$ (2)	4,60
Свинца	$Pb(OH)_2$	$9,60 \cdot 10^{-4}$ (1)	3,02
Стронция	$Sr(OH)_2$	$1,50 \cdot 10^{-1}$ (2)	0,82
Хрома (3)	$Cr(OH)_3$	$1,02 \cdot 10^{-10}$ (3)	9,90
Цинка	$Zn(OH)_2$	$4,00 \cdot 10^{-5}$ (2)	4,40

КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ КИСЛОТ

Кислоты	Формула	Константа дисс., K_a	pK_a
Азотистая	HNO_2	$4,00 \cdot 10^{-4}$	3,4
Азотистоводородная	HN_3	$2,60 \cdot 10^{-5}$	
Азотная	HNO_3	4,36·10	-1,64
Алюминиевая (мета)	$HAIO_2$	$4,00 \cdot 10^{-13}$	12,4
Борная (мета)	HBO_2	$7,50 \cdot 10^{-10}$	9,12

Борная (орто)	H_3BO_3	$5,80 \cdot 10^{-10}$ (1)	9,24
		$1,80 \cdot 10^{-13}$ (2)	12,74
		$1,60 \cdot 10^{-14}$ (3)	13,80
Борная (тетра)	$H_2B_4O_7$	$\sim 10^{-4}$ (1)	~ 4
		$\sim 10^{-9}$ (2)	~ 9
Бромоводородная	HBr	$1,00 \cdot 10^9$	-9
Бромноватая	HBrO ₃	$2,00 \cdot 10^{-1}$	0,7
Бромноватистая	HBrO	$2,06 \cdot 10^{-9}$	8,7
Вода	H ₂ O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	
Водорода пероксид	H ₂ O ₂	$2,63 \cdot 10^{-12}$ (1)	11,58
Галлиевая	H_3GaO_3	$5,00 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,3
		$2,00 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,7
		$1,70 \cdot 10^{-9}$ (1)	8,77
Германиевая	H_2GeO_3	$1,70 \cdot 10^{-9}$ (1)	8,77
Иодоводородная	HI	$1,00 \cdot 10^{11}$	-11
Иодная (мета)	HI ₄	$2,30 \cdot 10^{-2}$	1,64
Иодная (орто)	H_5IO_6	$3,09 \cdot 10^{-2}$ (1)	1,51
		$7,08 \cdot 10^{-9}$ (2)	8,15
		$2,50 \cdot 10^{-13}$ (3)	12,60
Иодноватая	HI ₃	$1,70 \cdot 10^{-1}$	0,77
Кремневая (мета)	H_2SiO_3	$2,20 \cdot 10^{-10}$ (1)	9,66
Кремневая (орто)	H_4SiO_4	$2,00 \cdot 10^{-10}$ (1)	9,7
		$2,00 \cdot 10^{-12}$ (2)	11,7
		$1,00 \cdot 10^{-12}$ (3)	12,0
		$1,00 \cdot 10^{-12}$ (4)	12,0
Марганцовая	HMnO ₄	$2,00 \cdot 10^2$	-2,3
Молибденовая	H_2MoO_4	$1,00 \cdot 10^{-6}$ (2)	6,0
Мышьяковая (орто)	H_3AsO_4	$5,89 \cdot 10^{-3}$ (1)	2,22
		$1,05 \cdot 10^{-7}$ (2)	6,98
		$3,89 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,41
Мышьяковистая (мета)	HAsO ₂	$6,00 \cdot 10^{-10}$	9,2
Мышьяковистая (орто)	H_3AsO_3	$6,00 \cdot 10^{-10}$ (1)	9,2
		$1,70 \cdot 10^{-14}$ (2)	13,77
Оловянистая	H_2SnO_2	$6,00 \cdot 10^{-18}$	17,2
Оловянная	H_2SnO_3	$4,00 \cdot 10^{-10}$	9,4
Роданистоводородная	HCNS	$1,40 \cdot 10^{-1}$	
Свинцовистая	H_2PbO_2	$2,00 \cdot 10^{-16}$	15,7
Селенистая	H_2SeO_3	$3,50 \cdot 10^{-3}$ (1)	2,46
		$5,00 \cdot 10^{-8}$ (2)	7,3
Селеновая	H_2SeO_4	$1,00 \cdot 10^3$ (1)	-3
		$1,20 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,9

Селеноводородная	H_2Se	$1,70 \cdot 10^{-4}$ (1)	3,77
		$1,00 \cdot 10^{-11}$ (2)	11,0
Серная	H_2SO_4	$1,00 \cdot 10^3$ (1)	-3
		$1,20 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,9
Сернистая	H_2SO_3	$1,58 \cdot 10^{-2}$ (1)	1,8
		$6,31 \cdot 10^{-8}$ (2)	7,2
Сероводородная	H_2S	$6,00 \cdot 10^{-8}$ (1)	7,2
		$1,00 \cdot 10^{-14}$ (2)	14
Сурьмяная (орто)	H_3SbO_4	$4,00 \cdot 10^{-5}$	4,4
Сурьмянистая (мета)	$HSbO_2$	$1,00 \cdot 10^{-11}$	11
Теллуристая	H_2TeO_3	$3,00 \cdot 10^{-3}$ (1)	2,5
		$2,00 \cdot 10^{-8}$ (2)	7,7
Теллуровая	H_2TeO_4	$2,29 \cdot 10^{-8}$ (1)	7,64
		$6,46 \cdot 10^{-12}$ (2)	11,19
Теллуrowодородная	H_2Te	$1,00 \cdot 10^{-3}$	3,0
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	$2,20 \cdot 10^{-1}$ (1)	0,66
		$2,80 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,56
Угольная	H_2CO_3	$4,45 \cdot 10^{-7}$ (1)	6,35
		$4,69 \cdot 10^{-11}$ (2)	10,33
Фосфористая (орто)	H_3PO_3	$1,60 \cdot 10^{-3}$ (1)	1,8
		$6,30 \cdot 10^{-7}$ (2)	6,2
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	$7,52 \cdot 10^{-3}$ (1)	2,12
		$6,31 \cdot 10^{-8}$ (2)	7,20
		$1,26 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,9
Фосфорная (пиро)	$H_4P_2O_7$	$1,40 \cdot 10^{-1}$ (1)	0,85
		$1,10 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,95
		$2,10 \cdot 10^{-7}$ (3)	6,68
Фтороводородная	HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$	3,18
Хлороводородная	HCl	$1 \cdot 10^7$	-7
Хлорноватистая	$HClO$	$5,01 \cdot 10^{-8}$	7,3
Хромовая	H_2CrO_4	$1 \cdot 10$ (1)	-1
		$3,16 \cdot 10^{-7}$	6,5
Циановодородная	HCN	$7,90 \cdot 10^{-10}$	9,1

**ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ НЕКОТОРЫХ
МАЛОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ПРИ 25 °С**

Формула	ПР	Формула	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-19}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Mg(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Al(OH) ₃	$1,9 \cdot 10^{-3}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
AlPO ₄	$5,7 \cdot 10^{-19}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-8}$	Sb ₂ S ₃	$1,6 \cdot 10^{-93}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	ZnCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-11}$
CdCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-14}$	Zn(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-16}$
CuCO ₃	$2,3 \cdot 10^{-10}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

**СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ МЕТАЛЛОВ
ПРИ 25 °С**

Электрод	Электродная реакция	E°, В
Li / Li ⁺	Li ⁺ + e ⁻ = Li	-3,045
Rb / Rb ⁺	Rb ⁺ + e ⁻ = Rb	-2,925
K / K ⁺	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,924
Cs / Cs ⁺	Cs ⁺ + e ⁻ = Cs	-2,923
Ba / Ba ²⁺	Ba ²⁺ + 2e ⁻ = Ba	-2,905
Sr / Sr ²⁺	Sr ²⁺ + 2e ⁻ = Sr	-2,888
Ca / Ca ²⁺	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,866
Na / Na ⁺	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,714
Mg / Mg ²⁺	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,363
Sc / Sc ³⁺	Sc ³⁺ + 3e ⁻ = Sc	-2,077
Be / Be ²⁺	Be ²⁺ + 2e ⁻ = Be	-1,847
Al / Al ³⁺	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,660
Mn / Mn ²⁺	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,179
Cr / Cr ²⁺	Cr ²⁺ + 2e ⁻ = Cr	-0,913
Zn / Zn ²⁺	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,760

Fe / Fe ²⁺	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,440
Cd / Cd ²⁺	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,400
Co / Co ²⁺	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,277
Ni / Ni ²⁺	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,250
Sn / Sn ²⁺	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,136
Pb / Pb ²⁺	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,126
H₂ / H⁺	2H⁺ + 2e⁻ = H₂	0,000
Sb / Sb ³⁺	Sb ³⁺ + 3e ⁻ = Sb	+0,2
Bi / Bi ³⁺	Bi ³⁺ + 3e ⁻ = Bi	+0,23
Cu / Cu ²⁺	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,337
Hg / Hg ⁺	Hg ⁺ + 1e ⁻ = Hg	+0,788
Ag / Ag ⁺	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,799
Pd / Pd ²⁺	Pd ²⁺ + 2e ⁻ = Pd	+0,987
Pt / Pt ²⁺	Pt ²⁺ + 2e ⁻ = Pt	+1,188
Au / Au ⁺	Au ⁺ + e ⁻ = Au	+1,692

СТАНДАРТНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Элемент	Уравнение реакции	E ⁰ , В
Азот	HNO ₂ + H ⁺ + e = NO + H ₂ O	+1,00
	NO ₃ ⁻ + 2H ⁺ + 2e = NO ₂ ⁻ + H ₂ O	+0,835
	NO ₃ ⁻ + 4H ⁺ + 3e = NO + 2H ₂ O	+0,96
	3N ₂ + 2H ⁺ + 2e = 2HN ₃	-3,1
Алюминий	AlO ₂ ⁻ + 2H ₂ O + 3e = Al + 4OH ⁻	-2,35
	Al(OH) ₃ + 3H ⁺ + 3e = Al + 3H ₂ O	-1,471
Бериллий	Be(OH) ₂ + 2H ⁺ + 2e = Be + 2H ₂ O	-1,820
	BeO ₂ ²⁻ + 4H ⁺ + 2e = Be + 2H ₂ O	-0,909
	Be ²⁺ + 2e = Be	-1,847
Бром	Br ₂ + 2e = 2Br ⁻	+1,065
	HBrO + H ⁺ + 2e = Br ⁻ + H ₂ O	+1,33
	HBrO + 2H ⁺ + 2e = Br ₂ + H ₂ O	+1,59
	BrO ⁻ + H ₂ O + 2e = Br ⁻ + 2OH ⁻	+0,76
	BrO ₃ ⁻ + 2H ₂ O + 4e = BrO ⁻ + 4OH ⁻	+0,54
	BrO ₃ ⁻ + 6H ⁺ + 6e = Br ⁻ + 3H ₂ O	+1,44
Водород	2BrO ₃ ⁻ + 12H ⁺ + 10e = Br ₂ + 6H ₂ O	+1,52
	H ₂ + 2e = 2H ⁻	-2,251
Железо	2H ₂ O + 2e ⁻ = H ₂ + 2OH ⁻	-0,828
	Fe ³⁺ + e = Fe ²⁺	+0,771
	Fe ³⁺ + 3e = Fe	-0,037
	Fe(OH) ₃ + e = Fe(OH) ₂ + OH ⁻	-0,56
	Fe(OH) ₃ + H ⁺ + e = Fe(OH) ₂ + H ₂ O	+0,271

Иод	$I_2 + 2e = 2I^-$	+0,536
	$HIO + H^+ + 2e = I^- + H_2O$	+0,99
	$2HIO + 2H^+ + 2e = I_2 + 2H_2O$	+1,45
	$IO^- + H_2O + 2e = I^- + 2OH^-$	+0,49
	$IO_3^- + 5H^+ + 4e = HIO + 2H_2O$	+1,14
	$IO_3^- + 3H_2O + 6e = I^- + 6OH^-$	+0,26
	$IO_3^- + 6H^+ + 6e = I^- + 3H_2O$	+1,085
	$2IO_3^- + 12H^+ + 10e = I_2 + 6H_2O$	+1,19
	Кислород	$O_2 + 2H_2O + 2e = H_2O_2 + 2OH^-$
$O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$		+0,401
$O_2 + 2H^+ + 2e = H_2O_2$		+0,682
$O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$		+1,23
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e = 2H_2O$		+1,77
$O_3 + H_2O + 2e = O_2 + 2OH^-$		+1,24
$O_3 + 6H^+ + 6e = 3H_2O$		+1,511
$O_3 + 2H^+ + 2e = O_2 + H_2O$		+2,076
Марганец	$MnO_4^- + e = MnO_4^{2-}$	+0,56
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e = MnO_2 + 4OH^-$	+0,6
	$MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,228
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
Медь	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e = MnO_2 + 2H_2O$	+1,69
	$Cu^{2+} + e = Cu^+$	+0,15
	$Cu^+ + e = Cu$	+0,52
	$Cu^{2+} + Br^- + e = CuBr$	+0,64
Свинец	$Cu^{2+} + I^- + e = CuI$	+0,86
	$PbO + H_2O + 2e = Pb + 2OH^-$	-0,580
	$PbO + 2H^+ + 2e = Pb + H_2O$	+0,248
	$Pb(OH)_2 + 2H^+ + 2e = Pb + H_2O$	+0,277
	$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = PbSO_4 + 2H_2O$	+1,685
Селен	$Pb^{4+} + 2e = Pb^{2+}$	+1,69
	$Se + 2e = Se^{2-}$	-0,92
	$Se + 2H^+ + 2e = H_2Se$	-0,36
	$SeO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = H_2SeO_3$	+1,15
	$H_2SeO_3 + 4H^+ + 4e = Se + 3H_2O$	+0,74
	$SeO_3^{2-} + 3H_2O + 4e = Se + 6OH^-$	-0,366

Сера	$S + 2e = S^{2-}$	-0,48
	$S + 2H^+ + 2e = H_2S$	+0,17
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e = S + 4H_2O$	+0,357
	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e = H_2S + 4H_2O$	+0,311
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e = S^{2-} + 4H_2O$	+0,149
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e = H_2SO_3 + H_2O$	+0,17
	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e = SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
	$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e = SO_3^{2-} + H_2O$	+0,20
	$H_2SO_3 + 4H^+ + 4e = S + 3H_2O$	+0,449
	$SO_3^{2-} + 6H^+ + 6e = S^{2-} + 3H_2O$	+0,231
	Фосфор	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e = H_3PO_3 + H_2O$
Фтор		$F_2 + 2e = 2F^-$
		$F_2 + 2H^+ + 2e = 2HF$
Хлор	$Cl_2 + 2e = 2Cl^-$	+1,36
	$HClO + H^+ + 2e = Cl^- + H_2O$	+1,49
	$2HClO + 2H^+ + 2e = Cl_2 + 2H_2O$	+1,63
	$ClO^- + H_2O + 2e = Cl^- + 2OH^-$	+0,88
	$ClO_3^- + 6H^+ + 6e = Cl^- + 3H_2O$	+1,45
	$2ClO_3^- + 12H^+ + 10e = Cl_2 + 3H_2O$	+1,47
	$ClO_3^- + 3H_2O + 6e = Cl^- + 6OH^-$	+0,63
	$ClO_4^- + 2H^+ + 2e = ClO_3^- + H_2O$	+1,189
	$ClO_4^- + 16H^+ + 14e = Cl_2(\text{водн}) + 8H_2O$	+1,385
	$2HCl(r) + 2H^+ + 2e = Cl_2(\text{водн}) + 2H_2O$	+1,594
	Хром	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$
$Cr^{3+} + 3e = Cr$		-0,744
$Cr^{2+} + 2e = Cr$		-0,913
Цинк	$Cr^{3+} + e = Cr^{2+}$	-0,407
	$ZnO_2^{2-} + 4H^+ + 2e = Zn + 2H_2O$	+0,44
	$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e = Zn + 4OH^-$	-1,216

ПРОГРАММА ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. Строение атома и структура Периодической системы

Развитие учения об атомах. Модели Томсона, Резерфорда. Теория Бора. Современные представления о строении атома. Квантовые числа, их современный физический смысл. Понятие об энергетическом уровне и подуровне. Понятие об электронном облаке. Принцип Паули. Распределение электронов в атомах по уровням и подуровням. Правило Гунда. Электронные конфигурации атомов 1–7-го периодов. s, p, d, f — элементы. Структура Периодической системы в современном виде. Период и группа. Причина периодичности свойств элементов и их соединений. Современная формулировка Периодического закона Д. И. Менделеева.

2. Химическая связь и строение неорганических веществ

Теория валентных связей. Природа и условия образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи (энергия, длина, направленность, насыщаемость, поляризация, поляризуемость). Дипольный момент. Полярность связи, полярность молекул. Валентные возможности атомов. Валентность и степень окисления атомов. Гибридизация электронных облаков. Донорно-акцепторная связь и валентность атомов в свете современных воззрений. Свойства донорно-акцепторной связи. Ионная связь — крайний случай ковалентной полярной связи. Свойства ионной связи. Свойства ионных соединений. Металлическая связь и свойства соединений с металлической связью. Водородная связь. Типы кристаллических решеток, характерные для простых и сложных веществ.

3. Термохимия

Преращения энергии при химических реакциях. Тепловой эффект реакции. Теплота образования соединения. Теплота сгорания. Термохимическое уравнение. Закон Гесса. Следствие закона Гесса.

4. Скорость химических реакций и химическое равновесие

Определение скорости реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс. Константа скорости, ее физический смысл. Энергия активации. Понятие об активированном комплексе. Константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.

5. Растворы

Растворы. Растворимость различных веществ. Способы выражения концентрации растворов. Процентная и молярная концентрации. Тепловые эффекты при растворении. Основные положения теории электролитической диссоциации. Электролиты. Неэлектролиты. Механизм электролити-

ческой диссоциации. Степень и константа диссоциации. Кислоты, основания, соли, амфотерные гидроксиды и их химические свойства с точки зрения теории электролитической диссоциации. Диссоциация воды. Водородный показатель. Ионное произведение воды, pH-растворов. Произведение растворимости. Гидролиз солей.

6. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции в свете электронной теории. Типы окислительно-восстановительных реакций. Основные окислители и восстановители. Теория гальванических элементов. Измерение нормальных электродных потенциалов металлов. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжения металлов. Порядок расположения металлов в ряду напряжения. Составление гальванических элементов. Направление окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные потенциалы. Электролиз расплавов и растворов солей. Применение электролиза.

7. Металлы

Положение металлов в Периодической системе. Изменение металлических свойств по периодам и группам. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов. Взаимодействие с неметаллами, кислотами, водой, солями. Нахождение металлов в природе. Различные способы получения металлов, применяемые в металлургии (пиromеталлургия, гидрометаллургия, электрометаллургия). Сплавы. Коррозия металлов. Защита от коррозии.

8. Галогены и их соединения

Общая характеристика подгруппы галогенов. Строение. Нахождение в природе. Получение и применение галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Отличительная реакционная способность фтора (взаимодействие с благородными газами).

Галогеноводороды и галогеноводородные кислоты. Строение. Получение, применение. Физические и химические свойства. Соли галогеноводородных кислот.

Кислородсодержащие соединения галогенов. Кислородсодержащие кислоты хлора (HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4). Строение, получение. Физические и химические свойства. Соли кислородсодержащих кислот хлора. Бертолетова соль, хлорная известь. Применение.

9. Подгруппа кислорода (халькогены)

Общая характеристика элементов. Кислород. Нахождение в природе, получение, применение. Физические и химические свойства кислорода. Окислительные свойства кислорода.

Озон. Строение молекулы озона. Получение, физические и химические свойства озона.

Пероксид водорода. Строение. Получение, применение. Физические и химические свойства пероксида водорода. Пероксид водорода — очень слабая двухосновная кислота. Взаимодействие с основаниями. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода.

Сера. Модификации серы (ромбическая, моноклинная, пластическая). Получение, применение, физические и химические свойства серы (окислительные и восстановительные свойства серы).

Сероводород. Получение сероводорода. Физические и химические свойства сероводорода. Сероводородная кислота и ее соли. Качественная реакция на сероводород и растворимые сульфиды.

Оксид серы (IV). Сернистая кислота. Строение, получение, физические и химические свойства. Соли сернистой кислоты — сульфиты и гидросульфиты).

Оксид серы (VI). Серная кислота. Строение, получение, физические и химические свойства. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Качественная реакция на серную кислоту. Соли серной кислоты — сульфаты и гидросульфаты.

10. Подгруппа азота

Азот. Строение молекулы азота. Нахождение в природе, получение, применение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с кислородом, водородом, металлами. Круговорот азота в природе.

Аммиак. Строение молекулы аммиака. Получение, применение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водой, кислотами. Аммиак как восстановитель. Взаимодействие аммиака со щелочными металлами.

Оксиды азота (N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5). Их строение, получение, применение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водой, со щелочами. Их поведение в окислительно-восстановительных реакциях.

Азотная кислота. Строение, получение в лаборатории и промышленности. Химические свойства на основании теории электролитической диссоциации. Взаимодействие с металлами, оксидами, гидроксидами металлов, взаимодействие с другими веществами (серой, углем, фосфором). Применение. Нитраты, их окислительные свойства. Разложение нитратов. Применение. Азотные удобрения.

Фосфор. Красный, белый и черный фосфор. Нахождение в природе. Получение. Физические свойства красного, белого и черного фосфора. Химические свойства. Взаимодействие с кислородом, хлором, водородом, металлами, с азотной и серной кислотами, с бертолетовой солью. Применение фосфора.

Оксиды фосфора. Их строение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водой, со щелочами. Восстановительные свойства P_4O_6 . Применение оксидов фосфора.

Кислоты фосфора. Их строение. Физические свойства. Химические свойства с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты. Фосфорные удобрения. Суперфосфат (простой и двойной). Смешанные удобрения.

11. Подгруппа углерода

Углерод. Аллотропные модификации — алмаз, графит и карбин. Их строение. Превращение графита в алмаз. Активированный уголь, сажа, кокс, древесный уголь. Физические и химические свойства углерода. Взаимодействие с кислородом, водородом, хлором, металлами, с азотной кислотой, нитратами. Применение углерода.

Оксиды углерода (CO и CO_2). Строение. Нахождение в природе. Получение. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водой, щелочами. Их поведение в окислительно-восстановительных реакциях. Применение. Угольная кислота. Строение, получение. Карбонаты и гидрокарбонаты. Взаимодействие карбонатов и гидрокарбонатов с кислотами. Взаимодействие нерастворимых карбонатов с раствором углекислого газа. Значение этой реакции в природе. Применение карбонатов. Жесткость воды, способы ее устранения.

Кремний. Строение кристаллического кремния. Нахождение в природе. Получение и применение кремния. Физические и химические свойства. Взаимодействие с водородом, кислородом, металлами, щелочами.

Кислородные соединения кремния. Оксид кремния SiO_2 . Строение. Нахождение в природе. Применение. Физические и химические свойства. Взаимодействие со щелочами, карбонатами, с плавиковой кислотой, с оксидами металлов. Кремниевые кислоты. Силикаты. Природные соединения кремния.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Глава 7. Общие свойства элементов-металлов	3
Коррозия металлов	4
Задачи	6
Глава 8. Главная подгруппа VII группы	9
Водород	9
Задачи	9
Галогены	10
Задачи	11
Глава 9. Главная подгруппа VI группы	14
Задачи	15
Глава 10. Главная подгруппа V группы	18
Задачи	19
Глава 11. Главная подгруппа IV группы	22
Задачи	22
Приложение	27
Программа по неорганической химии	37
1. Строение атома и структура Периодической системы	37
2. Химическая связь и строение неорганических веществ	37
3. Термохимия	37
4. Скорость химических реакций и химическое равновесие	37
5. Растворы	37
6. Окислительно-восстановительные реакции	38
7. Металлы	38
8. Галогены и их соединения	38
9. Подгруппа кислорода (халькогены)	38
10. Подгруппа азота	39
11. Подгруппа углерода	40

Учебное издание

Барам Светлана Григорьевна,
Миронова Ирина Николаевна

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
Часть 2

Учебное пособие

Редактор С. Д. Андреева
Верстка Т. В. Ивановой

Подписано в печать 02.05.2007
Заказ №

Формат 60x84/16
Усл. печ. л. 2,5
Уч.-изд. л. 2,75
Тираж 1000 экз.

Редакционно-издательский центр НГУ
630090 Новосибирск, ул. Пирогова, 2

**РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ
В ВОДЕ**

	OH ⁻	NO ₃ ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Ag ⁺	-	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	-	Н	М
Ba ²⁺	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Ca ²⁺	М	Р	Н	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Р
Mg ²⁺	Н	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Zn ²⁺	Н	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Г	Н	Р
Cu ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	-	Н	Н	Р	Г	Г	Н	Р
Co ²⁺	Н	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Г	Н	Р
Hg ²⁺	-	Р	Г	Р	М	Н	Н	-	Р	-	-	Н	Р
Pb ²⁺	Н	Р	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Fe ²⁺	Н	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Fe ³⁺	Н	Р	Н	Р	Р	-	-	-	Р	-	Г	Н	Р
Al ³⁺	Н	Р	М	Р	Р	Р	Г	-	Р	-	Г	Н	М
Cr ³⁺	Н	Р	М	Р	Р	Р	Г	-	Р	-	Г	Н	Р
Sn ²⁺	Н	Р	Н	Р	Р	М	Н	-	Р	-	-	Н	Р
Mn ²⁺	Н	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р

Р — растворимое
М — малорастворимое
Н — нерастворимое
Г — гидролизуется