

Министерство образования и науки Архангельской области
государственное автономное образовательное учреждение
среднего профессионального образования
Архангельской области
«Вельский сельскохозяйственный техникум имени Г.И.Шибанова»

А.Г. Варавин

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Вопросы теории и практические указания по изучению дисциплины

РЕКОМЕНДОВАНО

для использования в работе
ССУЗ Архангельской области

Учебное пособие



*Присутствие УМО ССУЗов
Архангельской области
Камин - /Н.В. Каминина/
Протокол № 13 от 15.12.2012г.*

Вельск, 2012\

Варавин А.Г. Неорганическая химия. Вопросы теории и практические указания по изучению дисциплины: учебное пособие. - Вельск: ГАОУ СПО Архангельской области «Вельский сельскохозяйственный техникум», 2012

Материал учебного пособия соответствует программе учебной дисциплины «Химия» для 1 курса специальностей СПО технического профиля (базовой подготовки). Пособие содержит общие вопросы теории и практические указания по изучению неорганической химии для студентов 1 курса всех специальностей СПО.

Рецензенты:

Кузнецова Н.В., методист ГАОУ СПО Архангельской области «Вельский сельскохозяйственный техникум»

Сульжицкая Г.П., методист ГБОУ СПО Архангельской области «Вельский экономический техникум»

Рассмотрено и одобрено:

На заседании Совета администрации ГАОУ СПО Архангельской области «Вельский сельскохозяйственный техникум»

Протокол № 4 от 10 декабря 2012 г

На заседании комиссии общеобразовательных дисциплин

Протокол № 1 от 4 сентября 2012 г

©Варавин А.Г., 2012 г

©государственное автономное образовательное учреждение среднего профессионального образования Архангельской области «Вельский сельскохозяйственный техникум имени Г.И. Шибанова»

Усл. печ. л.4,3

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
1. Вопросы теории	5
1.1. Основные понятия и законы химии	5
1.1.1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	5
1.1.2. Виды химических связей	6
1.1.3. Вопросы для самопроверки	8
1.2. Основы теории электролитической диссоциации	9
1.2.1. Электролитическая диссоциация	9
1.2.2. Реакции ионного обмена	12
1.2.3. Окислительно-восстановительные реакции	15
1.2.4. Вопросы для самопроверки	19
1.3. Азот и фосфор	20
1.3.1. Физические и химические свойства азота, оксиды азота	20
1.3.2. Аллотропические видоизменения фосфора, фосфорные кислоты	23
1.3.3. Вопросы для самопроверки	25
1.4. Углерод и кремний	26
1.4.1. Аллотропия углерода, его химические свойства	26
1.4.2. Физические свойства кремния. Кремниевая кислота	29
1.4.3. Вопросы для самопроверки	31
1.5. Металлы	32
1.5.1. Общие сведения о металлах	33
1.5.2. Характерные физические и химические свойства металлов.	36
1.5.3. Вопросы для самопроверки	50
2. Разбор решения типовых задач по неорганической химии	52
 Заключение	 57
 Список используемых источников	 58
 Приложение № 1 Периодическая система Д.И. Менделеева	 59
 Приложение № 2 Таблица растворимости оснований и солей в воде	 60

Введение

Учебное пособие предназначено для реализации Государственных образовательных стандартов части Государственных требований к минимуму содержания и уровню подготовки выпускников по техническому профилю СПО, рабочих учебных планов по означенным специальностям и рабочей программой дисциплины «Химия».

Химия изучается студентами средних специальных учебных заведений в цикле общеобразовательных дисциплин и является базовой основой для усвоения ряда общетехнических и специальных дисциплин.

Общие цели обучения химии определяются с учетом особенности химии как науки, ее роли в промышленности и сельском хозяйстве.

Образовательная цель обучения – усвоить основы химических знаний (законов, понятий, фактов, химического языка).

Развивающая – развитие познавательного интереса, логического мышления, навыков самостоятельной работы.

Воспитательная – формирование культуры умственного труда, умения планировать работу, развитие ответственности.

В процессе изучения дисциплины студенты должны получить современное научное представление о строении атома, о веществах и механизме их превращений, усвоить основные понятия и законы химии, узнать роль химии в промышленности и сельском хозяйстве. Учащийся должен приобрести элементарные навыки в проведении химических экспериментов, а также научиться делать химические расчеты.

Кроме того, данное учебное пособие призвано помочь студентам при самостоятельном изучении дисциплины. Перед изучением каждой темы дан краткий обзор основных понятий и законов химии. Пособие содержит необходимые примеры и схемы. В конце темы приведены вопросы для самопроверки. После изучения теоретического материала представлены решения типовых задач.

1. Вопросы теории

1.1. Основные понятия и законы химии

Рассматриваемые вопросы:

Периодический закон и обзор периодической системы элементов Д. И. Менделеева. Теория строения атомов в свете электронных представлений. Физический смысл периодичности. Взаимодействие атомов и образование химических связей. Виды химических связей. Валентность элементов в ионных и ковалентных соединениях.

1.1.1 Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

При изучении периодического закона и периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева особое внимание следует обратить на связь периодической системы элементов со строением атома.

Порядковый номер элемента в периодической системе равен положительному заряду ядра данного элемента (числу положительно заряженных протонов в ядре), а также числу электронов в атоме. Например, порядковый номер серы 16, следовательно, положительный заряд ядра атома серы равен +16, и столько же электронов (отрицательно заряженные частицы) вращается вокруг ядра. Поскольку число положительных и отрицательных частиц одинаково, атом электронейтрален.

Номер периода, в котором расположен данный элемент, соответствует числу энергетических уровней, на которых расположены электроны. Поскольку сера находится в третьем периоде, следовательно, 16 электронов в атоме серы располагаются на трех энергетических уровнях.

Максимальное число электронов данного энергетического уровня равно $2n^2$ где n — номер энергетического уровня. Согласно этому правилу на ближнем к ядру энергетическом уровне может быть не более 2 электронов, на втором энергетическом уровне — не более 8 электронов, на третьем — не более 18, на четвертом — не более 32 электронов. Кроме того, необходимо помнить, что на внешнем энергетическом уровне не может быть больше 8 электронов.

Электроны каждого энергетического уровня разделяются на подуровни, отличающиеся друг от друга энергией связи с ядром. Подуровни обозначаются буквами s, p, d, f — в порядке увеличения энергии. Число подуровней, которые содержит данная электронная оболочка, равна n . Таким образом, первый энергетический уровень содержит всего один подуровень, называемый 1s, на котором может находиться не более двух электронов, — $1s^2$ Индекс показывает число электронов, находящихся на данном подуровне. Второй энергетический уровень содержит два подуровня: 2s и 2p. На p-подуровне может находиться не более шести электронов, поэтому электроны второго энергетического уровня располагаются следующим образом: $2s^2 2p^6$. Третий энергетический уровень содержит три подуровня: 3s, 3p и 3d. На d-подуровне может находиться не более десяти электронов, поэтому электроны третьего энергетического уровня располагаются следующим образом: $3s^2 3p^6$

$3d^{10}$. Таким образом, в третьем энергетическом уровне может быть не более 18 электронов. На четвертом энергетическом уровне максимально может быть 32 электрона, которые располагаются в следующем порядке: $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$. На f-подуровне может находиться не более 14 электронов.

Номер группы, в которой расположен элемент, соответствует максимальному числу валентных электронов. Например, сера расположена в шестой группе, следовательно, имеет 6 валентных электронов ($3s^2 3p^4$). У элементов главных подгрупп все валентные электроны располагаются на последнем энергетическом уровне. Следовательно, у серы все 6 валентных электронов находятся на внешнем энергетическом уровне. Схематическое строение атома серы может быть изображено следующим образом: S (+16) $2\bar{e}, 8\bar{e}, 6\bar{e}$. Электронная формула атома серы: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

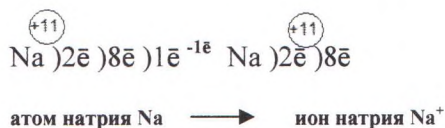
Строение валентной электронной оболочки атома определяет его химические свойства, его способность к образованию химических связей. Наиболее устойчива валентная оболочка атомов благородных газов — восьмиэлектронная конфигурация (или двухэлектронная у гелия). Вступая в химическую реакцию, атомы стремятся к образованию устойчивой восьмиэлектронной оболочки благородного газа. Образование устойчивой восьмиэлектронной оболочки может происходить по-разному, что и определяет тот или иной тип химической связи.

1.1.2 Виды химических связей

Необходимо четко различать ионный и ковалентный типы связи. *Ионная или электровалентная связь* образуется вследствие полного перехода электронов к одному из соединяющихся атомов и электростатического притяжения образовавшихся противоположно заряженных ионов. Ионная связь возникает, например, когда соединяются атомы щелочных металлов с атомами галогенов, т. е. когда взаимодействуют атомы элементов с резко различной электроотрицательностью.

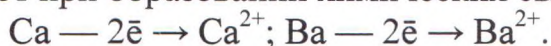
Атомы металлов имеют на внешнем уровне 1, 2, 3, реже 4 электрона. Вступая в реакции, они легко отдают валентные электроны и превращаются в положительно заряженный ион.

Разберем превращение атома натрия в ион:

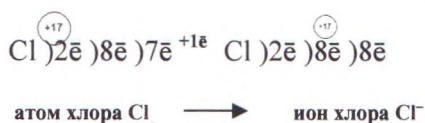


В атоме общее число электронов ($11\bar{e}$) равно положительному заряду ядра (+11), поэтому в целом атом электронейтрален (Na^0). До устойчивого восьмиэлектронного уровня атому натрия легче отдать $1\bar{e}$, чем присоединить $7\bar{e}$. Отдав один валентный электрон, атом натрия превращается в положительно заряженный ион (Na^+). Это превращение может быть записано в виде электронной схемы: $\text{Na} - 1\bar{e} \rightarrow \text{Na}^+$. Помните, что положительный заряд иона равен числу отданных электронов.

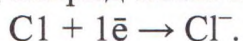
Металлы второй группы периодической системы на последнем энергетическом уровне имеют по два электрона (s^2), которые они легко отдают при образовании химических связей:



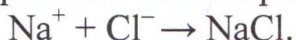
Атомы неметаллов на внешнем уровне имеют, как правило, 5, 6, 7 электронов. Они стремятся принять электроны, недостающие до восьмиэлектронной конфигурации. Разберем превращение атома хлора в ион:



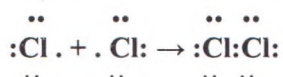
До устойчивой восьмиэлектронной конфигурации атом хлора принимает один электрон. Принятый электрон обуславливает отрицательный заряд хлорид-иона. Превращение может быть записано в виде схемы:



Запомните, что отрицательный заряд показывает число электронов, принятых нейтральным атомом. Молекула NaCl образуется в результате электростатического притяжения разноименно заряженных ионов:



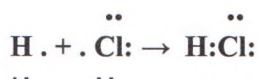
Ковалентная, или атомная, связь возникает вследствие образования электронных пар, общих для соединяющихся атомов. Ковалентная связь образуется при взаимодействии атомов элементов, близких по химическим свойствам. Например, рассмотрим взаимодействие двух атомов хлора при образовании молекулы Cl_2 . Валентные электроны условно изображаются в виде точек:



Каждому из двух соединяющихся атомов хлора не хватает одного электрона до устойчивой восьмиэлектронной конфигурации. При образовании молекулы возникает пара электронов, которая становится общей для обоих соединяющихся атомов, в результате чего каждый атом приобретает устойчивую восьмиэлектронную оболочку.

В рассматриваемом случае общая пара электронов в одинаковой мере принадлежит обоим соединяющимся атомам — это *ковалентная неполярная связь*. Она возникает при взаимодействии двух атомов одного и того же элемента (N_2 , O_2 , H_2 и т. п.).

Ковалентная полярная связь возникает при соединении двух разноименных атомов. Например, соединяются атомы водорода и хлора



При этом общая электронная пара смещена к более активному неметаллу,

к хлору, обладающему большей электроотрицательностью. Вследствие смещения электронной пары у хлора возникает отрицательный заряд, а у атома водорода положительный — молекула представляет собой *диполь*.

Обратите внимание на то, как электронная теория образования химических связей объясняет природу валентности. В настоящее время *валентность атома* принято определять числом неспаренных электронов, принимающих участие в образовании химической связи. Валентность элементов, проявляющаяся в соединениях с ковалентной связью, равна числу электронов, затраченных на образование электронных пар. Например, в молекуле метана атом углерода четырехвалентен, а каждый атом водорода одновалентен.

1.1.3 Вопросы для самопроверки

1. Дайте современную формулировку периодического закона Д. И. Менделеева.
2. Атомы каких элементов имеют заверченный внешний электронный слой?
3. Исходя из положения азота в периодической системе элементов Д. И. Менделеева, приведите схему электронного строения его атома.
4. Какие электроны в атомах участвуют в образовании химической связи?
5. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность элементов в периодической системе?
6. Какие типы химической связи вы знаете?
7. Какая связь называется ионной? Приведите примеры.
8. Какая связь называется: а) ковалентной неполярной? б) ковалентной полярной? Приведите примеры.
9. Чем отличается ковалентная связь от ионной?
10. Определите типы химической связи в соединениях КС , Br_2 , HCl .
11. По какому типу связи построена молекула воды?

1.2 Основы теории электролитической диссоциации

Рассматриваемые вопросы:

Электропроводность растворов. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Механизм растворения в воде веществ с различным характером связей. Понятие о гидратации ионов. Диссоциация кислот, щелочей, солей. Изменение свойств гидроксидов элементов с изменением размера и валентности центрального атома. Свойства ионов. Степень диссоциации, зависимость ее от разбавления раствора электролита. Сильные и слабые электролиты. Диссоциация воды.

Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные. Условия течения реакций обмена между электролитами до конца. Иониты. Гидролиз солей.

Свойства оксидов, гидроксидов и солей в свете учения о строении атома и теории электролитической диссоциации.

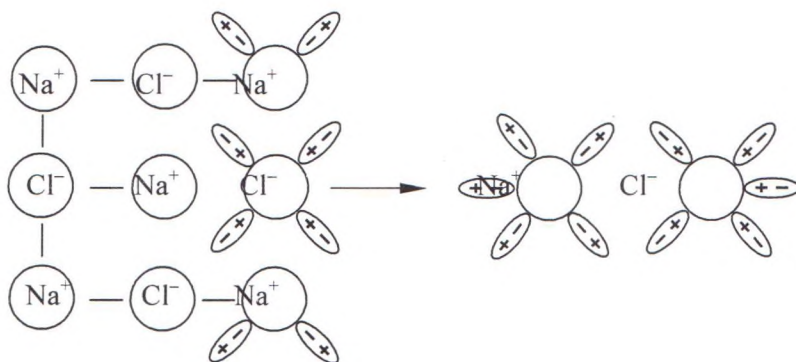
Понятие об электролизе растворов и расплавов.

1.2.1 Электролитическая диссоциация

Диссоциация растворимых в воде веществ была изучена шведским химиком Аррениусом, который предложил теорию электролитической диссоциации. Каждый учащийся должен хорошо знать сущность этой теории.

Электролитической диссоциацией называется распад молекул электролитов на ионы под действием растворителя. Процесс диссоциации происходит вследствие взаимодействия молекул диссоциирующего вещества с молекулами растворителя (воды). При этом взаимодействии решающее значение имеют химическая связь и строение молекул растворителя и растворенного вещества.

Рассмотрим диссоциацию веществ с ионным типом связи на примере хлорида натрия. При растворении кристалла хлорида натрия, имеющего ионную кристаллическую решетку, диполи воды ориентируются положительными полюсами к отрицательным ионам хлора, а отрицательными полюсами к положительным ионам натрия. При влиянии этого взаимодействия кристаллическое вещество переходит в раствор в виде гидратированных ионов:



В молекуле хлористого водорода, имеющей ковалентную полярную связь, под воздействием диполей воды общая пара электронов переходит

полностью к хлору, и молекула распадается на два гидратированных иона.

Таким образом, электролитами могут быть только вещества, молекулы которых построены по ионному или ковалентно-полярному типу связи. Такими веществами являются кислоты, соли и основания. Молекулы этих веществ в водных растворах диссоциируют на положительно и отрицательно заряженные ионы, в результате чего создаются условия для прохождения электрического тока. Поэтому вещества, водные растворы которых проводят электрический ток, называются *электролитами*.

При диссоциации молекулы электролитов (кислот, солей, оснований) распадаются на положительно заряженные ионы, называемые *катионами*, и отрицательно заряженные ионы, называемые *анионами*.

Катионами могут быть ионы водорода H^+ и ионы металлов, а анионами могут быть гидроксид-ионы OH^- , ионы кислотных остатков. Сумма положительных зарядов всех ионов всегда равна сумме отрицательных зарядов ионов, поэтому раствор электронейтрален. Например, при диссоциации хлорида железа (III) число положительных зарядов катиона равно числу отрицательных зарядов анионов: $FeCl_3 \rightleftharpoons Fe^{3+} + 3Cl^-$.

Свойства ионов отличаются от свойств нейтральных атомов и молекул. Например, хлорид-ионы Cl^- не имеют ни запаха, ни цвета, полезны для организма человека, тогда как свободный хлор Cl_2 — ядовитый желто-зеленый газ. Ионы водорода H^+ могут содержаться в воде в большом количестве, тогда как газообразный водород H_2 почти не растворяется.

Процесс электролитической диссоциации обратим. Одновременно с образованием ионов — диссоциацией идет процесс соединения ионов в молекулы — моляризация. В растворе электролита устанавливается динамическое равновесие, поэтому в уравнениях электролитической диссоциации ставят знак обратимости $\rightleftharpoons$.

Мерой диссоциации электролита является степень диссоциации, которую обозначают буквой α .

Степень электролитической диссоциации — это отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе. Степень диссоциации измеряется в долях единицы или в процентах. Степень электролитической диссоциации зависит как от природы электролита, так и от концентрации раствора. Для одного и того же электролита чем меньше концентрация раствора, тем больше степень диссоциации. Поэтому сравнение степеней диссоциации различных электролитов производят при одинаковой концентрации раствора.

Сильными электролитами считают электролиты, у которых степень диссоциации в 0,1 н. растворах больше 30%. К сильным электролитам относятся: а) почти все растворимые соли; б) кислоты: соляная HCl , азотная HNO_3 , серная H_2SO_4 , иодистоводородная HI , бромисто-водородная HBr и др.; в) щелочи: гидроксид калия KOH , гидроксид натрия $NaOH$, гидроксид бария $Ba(OH)_2$, гидроксид кальция $Ca(OH)_2$.

Слабыми электролитами считают электролиты, у которых степень

диссоциации в 0,1 н. растворах меньше 3%. К слабым электролитам относятся: а) кислоты: уксусная CH_3COOH , сероводородная H_2S , угольная H_2CO_3 , синильная HCN , кремниевая H_2SiO_3 и др.; б) гидроксид аммония NH_4OH и все труднорастворимые в воде основания; в) вода H_2O . Рассмотрим диссоциацию кислот, оснований и солей.

Диссоциация кислот:



Диссоциация многоосновных кислот происходит ступенчато:



Из уравнений диссоциации видно, что общим для всех кислот является присутствие в растворе ионов водорода.

Кислоты — это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве катионов только ионы водорода.

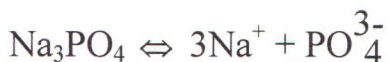
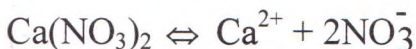
Диссоциация оснований: $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



Из разобранных уравнений диссоциации видно, что общим для всех оснований является присутствие гидроксид-иона OH^- .

Основания — это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы.

Диссоциация солей:



Соли — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.

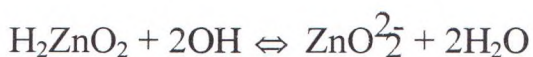
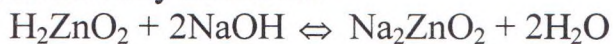
Диссоциация амфотерных гидроксидов:



по типу кислоты

по типу основания

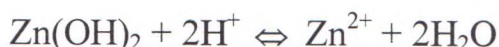
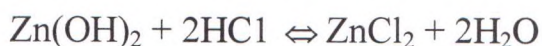
Амфотерными электролитами называются такие, которые могут диссоциировать как по типу кислот, так и по типу оснований. При добавлении к амфотерному электролиту щелочи (ионов OH^-) электролит диссоциирует по типу кислоты:



С большей вероятностью при взаимодействии амфотерных электролитов со щелочами образуются гидроксосоли:



При добавлении к амфотерному электролиту кислоты (ионов H^+) амфотерный электролит ведет себя как основание:



Таким образом, теория электролитической диссоциации показывает, что общность свойств каждого из классов соединений (кислот, солей и оснований) особенно проявляется в растворах. При диссоциации кислот, например, обязательно образуются положительно заряженные ионы водорода, которые обуславливают общие свойства всех кислот: кислый вкус, изменение окраски индикатора, взаимодействие с металлами, основаниями.

1.2.2 Реакции ионного обмена

Реакции в растворах электролитов — это реакции между ионами, на которые диссоциируют молекулы электролитов. Реакции могут идти до конца только в случаях, если в результате образуется: а) осадок; б) газ; в) слабодиссоциирующее вещество. Каждый обучающийся должен научиться записывать уравнения реакций в трех формах: 1) молекулярной, 2) полной ионной и 3) сокращенной ионной.

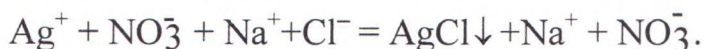
Разберем методику составления ионных уравнений на нескольких примерах.

Реакция идет с образованием осадка. Примером такой реакции может служить реакция между растворами хлорида натрия и нитрата серебра.

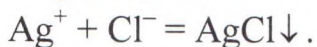
Молекулярное уравнение: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$. По таблице растворимости находим растворимость исходных и получившихся веществ. Поскольку хлорид серебра нерастворим, ставим около него стрелку вниз, обозначающую выпадение осадка.

Записывая *полное ионное уравнение*, необходимо строго соблюдать условие: осадки, газы, слабодиссоциирующие вещества пишутся в виде молекул. Внимательно изучите таблицу растворимости — она поможет вам при составлении ионных уравнений правильно определить заряд катионов и анионов.

Поскольку в разбираемом примере все вещества, кроме хлорида серебра, растворимы и являются сильными электролитами, записываем их в виде ионов, хлорид серебра — в виде молекулы:



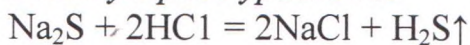
Пишем *сокращенное ионное уравнение*, для чего мысленно сокращаем в левой и правой частях уравнения те ионы, которые не участвуют в реакции, остаются без изменения. В разбираемом примере такими ионами будут ионы Na^+ и NO_3^- . Переписываем ионы, участвующие в реакции:



Сокращенное ионное уравнение выражает сущность реакции взаимодействия нитрата серебра и хлорида натрия, которая заключается в том, что если слить растворы двух электролитов, содержащие ионы серебра и хлорид-ионы, то в результате обязательно выпадет осадок хлорида серебра.

Реакция идет с образованием газа. Примером реакции этого типа может служить реакция между раствором сульфата натрия и соляной кислотой.

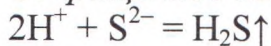
Молекулярное уравнение



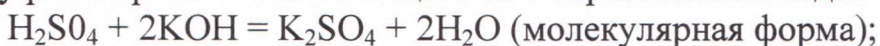
Полное ионное уравнение



Сокращенное ионное уравнение



Реакция идет с образованием слабодиссоциирующего вещества. Примером такой реакции может служить реакция нейтрализации — реакция между растворами кислоты и щелочи с образованием воды:



Во всех разобранных случаях реакции идут до конца, так как часть ионов из сферы реакции уходит.

Рассмотрим случай, когда *реакция обратима*: образующиеся продукты растворимы, являются сильными электролитами и не уходят из сферы реакции:



В данном случае сокращенное ионное уравнение написать нельзя, так как реакция в действительности не происходит (в результате не образуются ни осадок, ни газ, ни слабодиссоциирующее вещество).

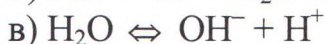
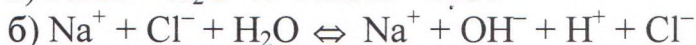
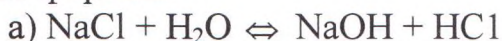
Необходимо знать, что вода в очень незначительной степени диссоциирует на ионы: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Диссоциация воды на ионы водорода и гидроксид-ионы обуславливает явление гидролиза солей.

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита (слабой кислоты, слабого основания), кислого или основного иона. В результате гидролиза в растворе накапливаются H^+ - или OH^- - ионы, поэтому растворы многих солей имеют кислую или щелочную реакцию среды.

Соли можно рассматривать как продукты взаимодействия кислоты с основанием. В зависимости от силы кислоты и основания, которыми образованы соли, их относят к четырем типам.

1-й тип: соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу практически не подвергаются.

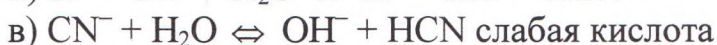
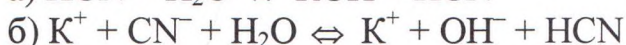
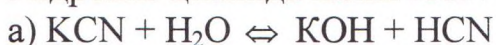
Уравнение гидролиза NaCl в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах:



Сокращенное ионное уравнение (в) показывает, что взаимодействия ионов соли с ионами воды не произошло, слабый электролит не образовался, следовательно, и гидролиз отсутствует. Концентрация H^+ - и OH^- -ионов не изменилась, среда остается нейтральной.

2-й тип: соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуются с образованием слабой кислоты или кислого иона.

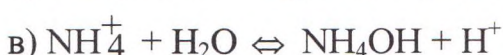
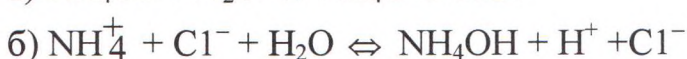
Гидролиз цианида калия KCN — соли слабой одноосновной кислоты:



В результате гидролиза накапливаются гидроксид-ионы OH^- , обуславливающие щелочную реакцию среды.

3-й тип: соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуются с образованием слабого основания или основного иона.

Гидролиз хлорида аммония NH_4Cl — соли слабого однокислотного основания:

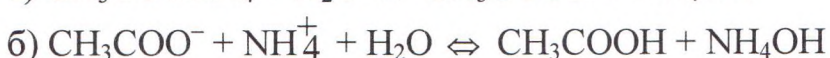
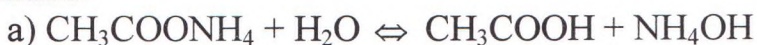


слабое основание

В результате гидролиза накапливаются ионы водорода, обуславливающие кислую реакцию среды.

4-й тип: соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуются с образованием двух слабодиссоциирующих электролитов.

Гидролиз ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ — соли слабой кислоты и слабого основания:



В результате гидролиза образуются слабое основание и слабая кислота; ионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^- взаимодействуют с ионами соли, реакция нейтральная или близкая к нейтральной (это зависит от силы образующихся кислоты и основания). 4-й тип солей гидролизуются более полно, чем 2-й и 3-й типы.

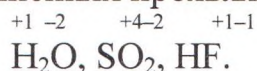
1.2.3 Окислительно-восстановительные реакции

Выше были рассмотрены реакции обменного типа, которые протекают без изменения степеней окисления реагирующих веществ. В отличие от обменных *окислительно-восстановительные реакции* сопровождаются изменением степеней окисления реагирующих веществ.

Уясните понятие «степень окисления». Для соединений, образованных по типу ионной связи, степень окисления совпадает с валентностью и характеризуется числом электронов, перешедших к более электроотрицательному атому. В соединениях, образованных по типу ковалентной полярной связи, происходит лишь смещение пары электронов в сторону более электроотрицательного атома и понятие степени окисления условно.

Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. При определении степени окисления атомов в соединении необходимо учитывать следующее. Степень окисления атомов в простом веществе равна нулю:

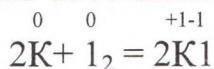
$\overset{0}{\text{H}_2}, \overset{0}{\text{O}_2}, \overset{0}{\text{Fe}}, \overset{0}{\text{Zn}}$ и т. д. Положительная степень окисления определяется числом электронов, оттянутых от данного атома. Положительную степень окисления проявляют, например, в соединениях водород, металлы: HCl , KI , Na_2SO_4 , K_2SO_4 . Отрицательная степень окисления определяется числом притянутых атомом электронов. Отрицательную степень окисления в соединениях проявляют почти всегда кислород и фтор:



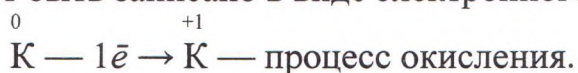
При подсчете степеней окисления атомов необходимо учитывать, что алгебраическая сумма всех степеней окисления в электронейтральной молекуле равна нулю. Например, подсчитаем степень окисления серы в серной кислоте H_2SO_4 . Сначала поставим известные нам

степени окисления водорода и кислорода: $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}$. Обозначив степень окисления серы через x , составим уравнение: $(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0$, отсюда $x = -2 + 8 = +6$. Следовательно, степень окисления серы в серной кислоте равна +6. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в ионе равняется заряду иона. Например, определим степень окисления серы в сульфат- ионе SO_4^{2-} : $x + (-2) \cdot 4 = -2$, $x = -2 + 8 = +6$.

Разберем пример окислительно-восстановительной реакции:



В этой реакции степень окисления калия повышается с 0 до +1, что может быть записано в виде электронного уравнения:



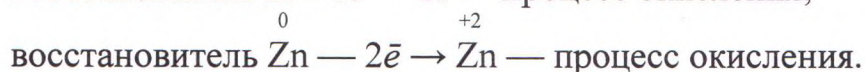
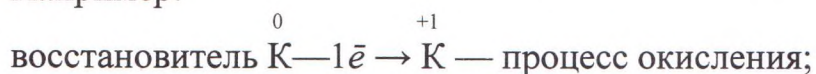
Степень окисления иода понижается:



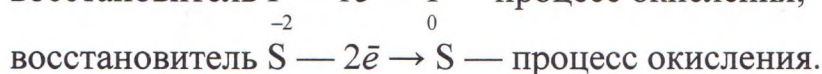
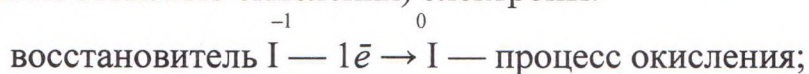
Окислением называется процесс отдачи электронов атомом или ионом, при этом степень окисления повышается. Вещество, атомы или ионы которого в процессе реакции отдают электроны, называется *восстановителем*.

Типичными восстановителями являются металлы. Вступая в реакции, атомы металлов отдают свои электроны и превращаются в положительно заряженные ионы.

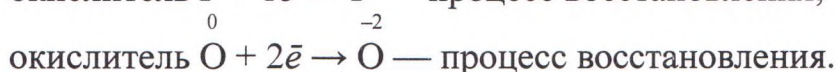
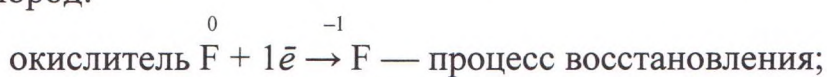
Например:



Типичными восстановителями являются также отрицательно заряженные элементарные ионы неметаллов: I^- , Br^- , S^{2-} . Вступая в реакции, отрицательно заряженные ионы отдают свои избыточные (по сравнению с нулевой степенью окисления) электроны:



Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомом или ионом, при этом степень окисления понижается. Вещество, атомы или ионы которого в процессе реакции принимают электроны, называется *окислителем*. Окислителями являются неметаллы, атомы которых имеют в наружной электронной оболочке 7, 6, 5 электронов. Вступая в реакцию, они принимают недостающие до октета электроны. Среди неметаллов самыми сильными окислителями являются фтор и кислород:



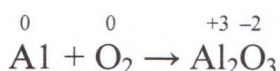
Окислителями являются также вещества, в состав которых входят атомы элементов в своей высшей степени окисления.

Например: азотная кислота HNO_3 , концентрированная серная кислота H_2SO_4 и др.

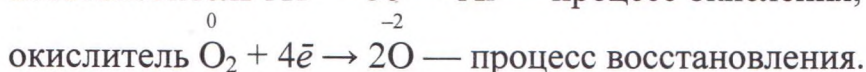
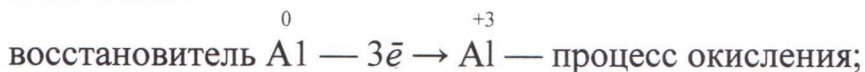
Рассмотрим, как подбираются *коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций*.

Процесс окисления алюминия кислородом может быть выражен схемой $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

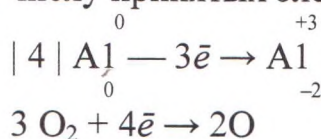
Прежде всего расставим степени окисления над каждым элементом, после чего схема примет вид:



Составляем электронные уравнения для процессов окисления и восстановления:

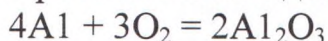


Обозначаем восстановитель и окислитель (в схеме слева). Находим коэффициенты при окислителе и восстановителе и пишем их между двумя вертикальными чертами в электронном уравнении. При подборе коэффициентов учитываем, что число отданных электронов должно быть равно числу принятых электронов:



Поэтому к атому алюминия надо поставить коэффициент 4, а к молекуле кислорода — 3.

Проставляем найденные коэффициенты в уравнении

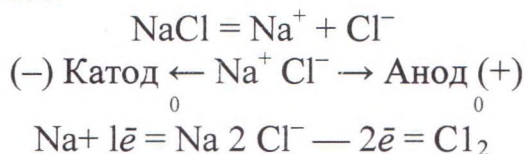


Правильность подбора коэффициентов проверяем по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Окислительно-восстановительные процессы, происходящие на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита, называются *электролизом*. Для осуществления электролиза к отрицательному полюсу источника постоянного тока присоединяют катод, к положительному полюсу — анод и погружают их в раствор или расплав электролита. Пропускание электрического тока через раствор вызывает упорядоченное перемещение ионов: положительно заряженные ионы (катионы) перемещаются к катоду, а отрицательно заряженные ионы (анионы) — к аноду. На катоде происходит процесс восстановления, на аноде — процесс окисления.

Разберем различные случаи электролиза на примерах.

Электролиз расплава NaCl. В расплаве содержатся катионы Na^+ и анионы Cl^- — эти ионы и будут участвовать в окислительно-восстановительном процессе:

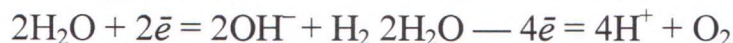
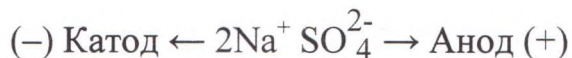
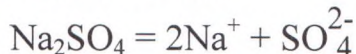


Электролиз водного раствора Na_2SO_4 . При электролизе водных

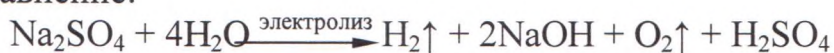
растворов кроме ионов электролита в окислительно-восстановительном процессе принимают участие молекулы H_2O .

Если в состав соли входит катион активного металла (K^+ , Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Al^{3+}), на катоде выделяется водород, а в прикатодном пространстве скапливаются ионы металла и гидроксид-ионы.

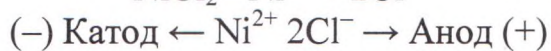
Если в состав соли входит кислородсодержащий анион (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} и т. д.), то на аноде выделяется кислород, а в прианодном пространстве скапливаются ионы водорода и анионы соли:



Общее уравнение:

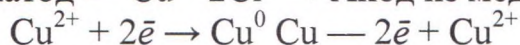
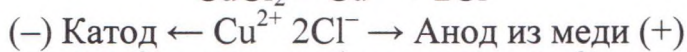


Электролиз водного раствора NiCl_2 . Если электролизу подвергается раствор соли, образованной катионом металла, менее активного, чем алюминий, то на катоде восстанавливаются ионы металла. Если в состав соли входит элементарный анион, не содержащий в своем составе кислород (Cg^- , I^- , Br^- , S^{2-}), то на аноде окисляется этот анион:



Электролиз водного раствора CuCl_2 с медным анодом. Выше были разобраны примеры электролиза с нерастворимым анодом, когда анод служит просто проводником электронов (анод из графита, платины, золота).

В случае, если анод растворимый, он принимает участие в окислительно-восстановительном процессе:



В результате электролиза медь переносится с анода на катод.

1.2.4 Вопросы для самопроверки

1. Что называется процессом электролитической диссоциации?
2. Каковы основные положения теории электролитической диссоциации?
3. Почему кислоты, соли и основания в водных растворах диссоциируют на ионы?
4. Дайте определения понятиям «кислота», «основание», «соль» на основе теории электролитической диссоциации.
5. Как диссоциируют в водных растворах амфотерные электролиты?
6. Что показывает степень электролитической диссоциации?
7. Какие электролиты называются сильными, какие — слабыми? Приведите примеры.
8. В каких случаях реакции в растворах электролитов идут до конца?
9. Какие правила надо соблюдать при составлении ионных уравнений?
10. Что называется гидролизом соли?
11. Назовите типы солей, которые подвергаются гидролизу.
12. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
13. Какие вещества называются окислителями, какие — восстановителями? Приведите примеры.
14. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства элементов в периодической системе элементов Д. И. Менделеева?
15. В чем сущность процесса электролиза?
16. Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе раствора хлорида меди (II)?
17. Чем отличается электролиз водных растворов солей от электролиза расплавов солей?
18. Где применяется электролиз?

1.3 Азот и фосфор

Рассматриваемые вопросы:

Положение азота и фосфора в периодической системе, строение их атомов.

Азот. Азот в природе, его физические и химические свойства, получение и применение. Значение азота в жизни растений и животных. Аммиак. Химическая связь и строение молекулы. Физические и химические свойства аммиака, его получение и применение. Химические основы процессов производства аммиака. Образование иона аммония. Соли аммония, разложение солей при нагревании, взаимодействие со щелочами. Качественная реакция на ионы аммония.

Оксиды азота. Оксид и диоксид азота. Их получение и свойства. Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами, зависимость ее окислительных свойств от концентрации. Соли азотной кислоты, их свойства и применение.

Фосфор. Аллотропические видоизменения фосфора. Оксид фосфора (V). Фосфорные кислоты. Три вида солей ортофосфорной кислоты.

Краткая характеристика элементов главной подгруппы пятой группы.

Минеральные удобрения. Классификация удобрений и их свойства.

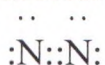
1.3.1 Физические и химические свойства азота, оксиды азота.

Азот и фосфор расположены в главной подгруппе V группы периодической системы. Пользуясь периодической системой, выпишите порядковый номер этих элементов, который определяет количество электронов в атоме, выпишите также номер периода, в котором они находятся, что соответствует количеству энергетических уровней в атоме. Составьте схему электронного строения их атомов. Обратите внимание на то, что атомы азота и фосфора на внешнем энергетическом уровне имеют пять электронов (валентные электроны), а именно два s-спаренных и три p-неспаренных электрона. При химических взаимодействиях они могут отдавать часть или все валентные электроны или присоединять три электрона, что определяет возможные степени окисления этих элементов в соединениях.

Для азота характерны степени окисления +5, +4, +3, +2, +1, 0, -3, а для фосфора +5, +3, 0, -3, поэтому они могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. В высшей степени окисления оксиды этих элементов имеют формулу $\text{Э}_2\text{O}_3$. Азот и фосфор образуют газообразные водородные соединения, в которых их степень окисления равна -3 (NH_3 – аммиак, PH_3 – фосфин). Различие в структуре второго снаружи энергетического уровня, на котором у атома азота находятся только два электрона, а у атома фосфора – восемь, обуславливает различие в химических свойствах. Азот склонен к более прочной связи с водородом. Аммиак представляет собой более устойчивое соединение, чем фосфин, но у фосфина более проявляются восстановительные свойства. Азотная кислота является сильной кислотой и сильным окислителем. У фосфорной кислоты

кислотные и окислительные свойства ослабляются.

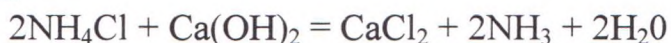
Азот. Молекула азота состоит из двух атомов. Химическая связь осуществляется за счет трех электронных пар, одновременно принадлежащих двум атомам:



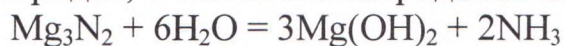
Молекулы азота распадаются на атомы лишь при поглощении значительного количества энергии. Этим объясняется химическая инертность молекулы азота. Реакционная способность азота самая низкая после инертных газов; так как из всех соединений азота наиболее устойчив молекулярный азот, то основная часть азота содержится в свободном состоянии в атмосфере (75,6% по весу или 78,09% по объему). Из соединений азота, которые встречаются в природе и имеют промышленное значение, следует назвать KNO_3 (калиевая селитра) и $NaNO_3$ (чилийская селитра).

При изучении химических свойств азота обратите внимание на то, что химически инертным является только молекулярный азот. В атомарном состоянии азот проявляет высокую химическую активность. Для того чтобы заставить азот вступить в реакцию, нужно перевести его в атомарное состояние. Это достигается повышением температуры, применением катализаторов, пропусканием электрического разряда через реакционную смесь. При соответствующих условиях азот реагирует с водородом ($t = 500^\circ C$, $p = 5 \cdot 10^7$ Па и катализатор), с кислородом (электрический разряд) и металлами (повышенная температура).

А м м и а к — бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Молекула аммиака имеет структуру треугольной пирамиды (тетраэдра) с атомом азота в вершине и атомами водорода в углах основания. В лаборатории аммиак получают путем обработки хлорида аммония гидроксидом кальция:



или гидролизом нитридов, в частности нитрида магния:



В промышленности аммиак получают из азота и водорода (фиксация атмосферного азота). Синтез аммиака можно выразить уравнением $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

При горении аммиака образуются вода и свободный азот:



Восстановительная способность аммиака велика, поэтому сухая смесь его с воздухом, содержащая от 14,5 до 26,8% NH_3 , способна взрываться. Если окисление аммиака вести в присутствии катализатора, то аммиак превращается в оксид азота (II):



Эта реакция лежит в основе промышленного способа получения азотной кислоты.

Оксиды азота. Азот образует пять оксидов, проявляя степень окисления от +1 до +5: оксид азота (I) N_2O , оксид азота (II) NO , оксид азота (III) N_2O_3 , оксид азота (IV) NO_2 , оксид азота (V) N_2O_5 . Оксиды азота (I) и (II) – несолеобразующие. Особо нужно обратить внимание на оксиды азота (II) и (IV) – NO и NO_2 .

Оксид азота (IV) – газ, легко сгущающийся в жидкость, кипящую при $21^\circ C$. Оксид азота (IV) очень токсичен.

Остановите свое внимание на способах получения азотной кислоты и ее химических свойствах.

Степень окисления азота в азотной кислоте равна + 5, т. е. азот находится в высшей степени окисления. Следовательно, азотная кислота может проявлять только окислительные свойства. Разберите характер взаимодействия концентрированной и разбавленной азотной кислоты с активными и малоактивными металлами. Запомните, что в отличие от других разбавленных кислот из разбавленной азотной кислоты металлы не вытесняют водород. Концентрированная азотная кислота при взаимодействии с металлами восстанавливается до оксида азота (IV) – NO_2 .

Концентрированная азотная кислота переводит железо, хром и алюминий в пассивное состояние. Благородные металлы (золото, платина, осмий, родий, иридий) не растворяются в азотной кислоте. При взаимодействии с металлами разбавленная азотная кислота восстанавливается до NO , N_2O , N_2 и NH_4NO_3 . Степень восстановления зависит от активности металла, концентрации кислоты и температуры.

Характерная особенность азотной кислоты – ее неустойчивость. При нагревании и под действием света она распадается: $2HNO_3 = H_2O + 2NO_2 + O$

Для предупреждения разложения азотной кислоты ее хранят в темном и холодном месте. Необходимо знать основные области применения азотной кислоты и ее солей: нитрата аммония NH_4NO_3 , или аммиачной селитры, нитрата калия KNO_3 , или калиевой селитры, нитрата натрия $NaNO_3$, или чилийской селитры, нитрата кальция $Ca(NO_3)_2$. При нагревании нитраты активных металлов разлагаются с образованием нитритов и кислорода, например:



Нитраты менее активных металлов разлагаются с образованием оксида металла, кислорода и оксида азота (IV):



Обратите внимание, что большинство соединений, содержащих азот, неустойчиво и распадается с образованием газообразных продуктов, поэтому работать с ними нужно осторожно и избегать использования больших количеств реагентов, сильного нагрева и механических ударов. Азотсодержащие соединения широко используются при производстве взрывчатых химических веществ.

1.3.2 Аллотропические видоизменения фосфора, фосфорные кислоты

Фосфор. Атомы фосфора в отличие от атомов азота связаны попарно лишь одной ковалентной связью, поэтому каждый атом фосфора окружен тремя атомами фосфора. Наиболее устойчивой является молекула фосфора P_4 . Она имеет тетраэдрическую структуру. В этой молекуле четыре атома фосфора расположены по углам правильного тетраэдра. Из таких молекул состоит белый фосфор.

Разберите аллотропные модификации фосфора. Их строение, взаимное превращение друг в друга, химическую активность. Необходимо знать, что белый фосфор очень ядовит. Атомы фосфора в молекуле вследствие одинарной связи менее прочно связаны между собой, чем у азота, поэтому химическая реакционная способность фосфора гораздо выше. Из-за своей химической активности фосфор в природе не встречается в свободном состоянии. Основное его природное соединение – фосфорит, имеющий формулу $Ca_3(PO_4)_2$. При получении фосфора фосфорит нагревают вместе с углем и песком в электропечах при температуре $1500^\circ C$. Процесс протекает по уравнению $Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 + 5C = 3CaSiO_3 + 5CO + 2P$. Это окислительно-восстановительная реакция, в которой углерод – восстановитель (окисляется до оксида углерода (II)), фосфор – окислитель.

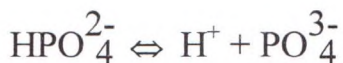
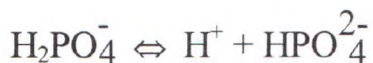
Фосфор образует ряд кислородных соединений, из которых наиболее важный и самый устойчивый – оксид фосфора (V), имеющий формулу P_4O_{10} . Каждый атом фосфора в этом соединении окружен четырьмя атомами кислорода. Атомы фосфора занимают вершины тетраэдра, шесть атомов кислорода расположены посередине ребер и четыре атома лежат вдоль направления осей тетраэдра. При составлении химических реакций можно пользоваться упрощенной формулой оксида фосфора (V) – P_2O_5 .

Наиболее важным химическим свойством P_2O_5 является его способность поглощать воду с образованием смеси фосфорных кислот:



Ортофосфорная кислота — устойчивое соединение, обладающее незначительными окислительными свойствами.

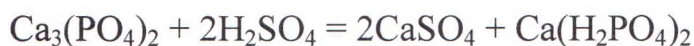
H_3PO_4 — слабая трехосновная кислота, в растворе диссоциирует ступенчато:



Ортофосфорная кислота образует три ряда солей.

Первичные фосфаты или дигидрофосфаты образуются при замещении металлов только одного атома водорода в молекуле кислоты, например NaH_2PO_4 — дигидрофосфат натрия, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат кальция. Вторичные фосфаты или гидрофосфаты образуются при замещении металлом двух атомов водорода в молекуле кислоты. Например, Na_2HPO_4 — гидрофосфат натрия, CaHPO_4 — гидрофосфат кальция. Третичные фосфаты или фосфаты образуются при замещении металлом всех трех атомов водорода в кислоте. Например, Na_3PO_4 — фосфат натрия, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — фосфат кальция. Первичные, вторичные и третичные фосфаты щелочных металлов и аммония хорошо растворимы в воде. Из фосфатов остальных металлов растворимы в воде лишь дигидрофосфаты.

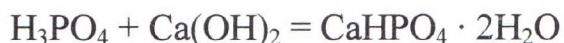
Азот- и фосфорсодержащие соединения широко используются в качестве минеральных удобрений. К минеральным удобрениям относятся неорганические вещества, содержащие необходимые для растений элементы. Они делятся на односторонние и комплексные. Односторонние минеральные удобрения содержат преимущественно какой-то один питательный элемент. К ним относятся азотные удобрения (аммиачная, натриевая, кальциевая селитры, сульфат аммония, мочевины), калийные удобрения (хлорид калия, сульфат калия) и фосфорные удобрения (фосфоритная мука, суперфосфат и преципитат). Изучите состав и способы получения этих удобрений. Заметьте, что наиболее концентрированными азотными удобрениями являются мочевины $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ и аммиачная селитра NH_4NO_3 . Главное сырье для производства фосфорных удобрений — фосфориты; мелко размолотый фосфорит под названием фосфоритной муки используется только на кислых почвах, так как $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ нерастворим в воде. Для получения лучше усваиваемых удобрений, например суперфосфата, фосфориты переводят в растворимые первичные фосфаты, обрабатывая их концентрированной серной кислотой:



Недостатком суперфосфата является то, что он содержит малорастворимую соль CaSO_4 . Поэтому готовят двойной суперфосфат:



На кислых почвах применяют также преципитат, который представляет собой вторичный фосфат кальция:



Комплексные удобрения содержат два или несколько питательных элемента. К ним относятся аммофос $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и диаммофос $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$,

сложные азотно-фосфорно-калийные удобрения – нитроаммофоска и нитрофоска.

Краткая характеристика элементов главной подгруппы пятой группы. Давая краткую характеристику этих элементов, необходимо показать, что с возрастанием порядковых номеров неметаллические свойства элементов ослабляются, а металлические усиливаются. Оксиды азота, фосфора образуют кислоты, гидроксид мышьяка H_3AsO_3 – амфотерное соединение с преобладающими кислотными свойствами, $\text{Sb}(\text{OH})_3$ – амфотерное соединение с преобладающими основными свойствами, $\text{Bi}(\text{OH})_3$ – основной гидроксид. Степень окисления +3 при переходе от азота к висмуту становится все более устойчивой. Водородные соединения NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3 имеют степень окисления –3. Восстановительная способность их с увеличением порядкового номера возрастает, а прочность соединений уменьшается.

1.3.3 Вопросы для самопроверки

1. Какое строение имеет молекула азота? Как можно объяснить высокую устойчивость молекулы азота?
2. Как получают аммиак в промышленности и в лабораторных условиях?
3. Какие ионы находятся в водном растворе аммиака?
4. Какие соединения называются нитридами?
5. Где применяются аммиак и соли аммония?
6. Что называется ионом аммония?
7. Что такое химическое равновесие?
8. Почему синтез аммиака ведут при повышенном давлении?
9. Почему процесс окисления оксида азота (II) в оксид азота (IV) ведут при нормальном давлении?
10. Вычислите, во сколько раз оксид азота (IV) тяжелее воздуха.
11. Какие свойства проявляют соли аммония?
12. Как получают азотную кислоту в промышленности?
13. Какие свойства проявляет азотная кислота в реакциях окисления — восстановления?
14. Чем можно объяснить высокую химическую активность оксида азота (II)?
15. В каком из азотных удобрений содержится наибольшее количество азота?
16. Какие аллотропные видоизменения имеет фосфор?
17. Чем можно объяснить высокую химическую активность белого фосфора?
18. Как получают фосфор?
19. Какие соли образует фосфорная кислота?
20. Какое удобрение содержит больше фосфора: простой или двойной суперфосфат? Какие удобрения называются комплексными?

1.4 Углерод и кремний

Рассматриваемые вопросы:

Положение углерода и кремния в периодической системе, строение их атомов.

У г л е р о д . Аллотропия углерода. Строение и свойства графита и алмаза. Применение алмаза и графита в технике. Уголь. Адсорбция. Химические свойства углерода: горение, взаимодействие с водородом, восстановление металлов.

Оксид и диоксид углерода. Химические свойства оксида углерода: горение, восстановление металлов. Условия образования оксида углерода. Химические свойства диоксида углерода: взаимодействие с водой и щелочами. Применение диоксида углерода. Угольная кислота. Соли угольной кислоты, их общие свойства. Карбонат и бикарбонат натрия. Качественная реакция на карбонат-ион. Круговорот углерода в природе. Основные виды топлива. Пламя и его строение. Роль химии в энергетике.

К р е м н и й . Физические свойства кремния, взаимодействие с кислородом, диоксид кремния. Кремниевая кислота. Понятие о коллоидах. Соли кремниевой кислоты. Соединения кремния в природе. Получение стекла и цемента.

Краткая характеристика элементов главной подгруппы четвертой группы.

1.4.1. Аллотропия углерода, его химические свойства

Углерод и кремний находятся в главной подгруппе IV группы периодической системы. На внешнем энергетическом уровне у атомов этих элементов имеется по четыре электрона, а именно два s-спаренных и два р-неспаренных. Они могут отдать два или четыре электрона или присоединить четыре электрона. Углерод в своих соединениях проявляет степень окисления +2, +4, -4, а для кремния более характерны +4, -4. По строению атомов и положению в периодической системе углерод и кремний занимают промежуточное место между элементами, атомы которых относительно легко отдают электроны, и элементами, атомы которых легко присоединяют электроны. При образовании простых веществ каждый атом углерода и кремния связывается одинарными ковалентными связями с четырьмя соседними атомами. Углерод образует более прочные связи с водородом, чем кремний. Известно громадное число органических соединений, в основе которых лежит связь C – H. Водородных соединений кремния мало, и они неустойчивы. Напротив, связь кремния с кислородом гораздо прочнее, чем связь C – O. Известно большое число природных соединений кремния – силикатов, образованных Si – O-связью. Для углерода известны две природные аллотропные разновидности – алмаз и графит. В алмазе каждый атом углерода находится в центре правильной треугольной пирамиды (тетраэдра) и соединен ковалентными связями с четырьмя соседними атомами углерода, находящимися на равных от него расстояниях в вершинах этого тетраэдра. В свою очередь каждый из этих четырех атомов связан

таким же образом с четырьмя атомами углерода. Чтобы разрушить кристалл с такой структурой, требуются затраты большого количества энергии, чем и определяется высокая твердость алмаза. Графит имеет слоистую структуру. Каждый слой образован правильными шестиугольниками, в вершинах которых расположены атомы углерода (гексагональная структура). Каждый атом углерода ковалентно связан с тремя соседними атомами, расположенными на одинаковом расстоянии от него. Четвертый валентный электрон каждого атома углерода становится подвижным, чем объясняется хорошая электропроводность графита. Расстояние между двумя параллельными плоскостями значительно больше, чем между соседними атомами, поэтому связь между плоскостями менее прочная, чем вызвана слоистость и мягкость графита. Сравните физические свойства алмаза и графита (цвет, твердость, пластичность, электропроводность и др.). Рассмотрите взаимопревращения аллотропных модификаций углерода.

Сажа, кокс, древесный уголь являются разновидностями аморфного углерода. Химическая связь в аморфном углероде такая же, как и в графите, но кристаллы имеют малые размеры и расположены беспорядочно. При изучении свойств угля обратите внимание на его способность к адсорбции. Адсорбцией называется поглощение газов, паров и растворенных веществ поверхностным слоем других веществ. Адсорбционная способность зависит от величины поверхности угля, поэтому, чтобы увеличить пористость древесного угля, его активируют, т. е. нагревают в струе водяного пара для удаления органических веществ, которые частично заполняют поры. При обычных условиях углерод химически инертен, но с увеличением температуры он реагирует со многими элементами. Химическая активность углерода убывает в такой последовательности: аморфный углерод — графит — алмаз. Реакция с кислородом по схеме $C + O_2 = CO_2$ протекает у аморфного угля при $300 - 500^\circ C$, у графита — при $600 - 700^\circ C$ и у алмаза, соответственно, — при $850 - 1000^\circ C$. Обратите внимание на восстановительные свойства углерода, которые используются в металлургии для восстановления оксидов металлов. При повышенной температуре и в присутствии катализатора (никель) углерод соединяется с водородом, образуя метан: $C + 2H_2 \rightleftharpoons CH_4$. Реакция обратимая, протекает с изменением объема газа, поэтому необходимо для сдвига равновесия вправо повышать давление в системе. В данной реакции углерод является окислителем, его степень окисления в молекуле метана равна -4 .

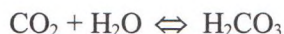


Это окислительно-восстановительная реакция. Окислитель — кислород. Восстановителем является CH_4 , который окисляется до CO_2 , при этом степень окисления углерода меняется от -4 до $+4$. Углерод имеет два оксида: оксид углерода (II) CO и оксид углерода (IV) (углекислый газ CO_2).

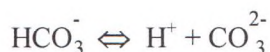
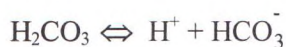
Из структуры электронной формулы видно, что у атома углерода при образовании химической связи участвуют только два валентных электрона и углерод валентно-ненасыщен. Этим можно объяснить восстановительную

способность оксида углерода (II), которая особенно проявляется при взаимодействии с оксидами металлов. Например, $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$. Степень окисления углерода в CO равна +2. Оксид углерода (II) очень ядовит.

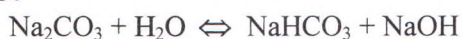
Молекула CO_2 линейна, поэтому хотя связь C – O полярна и валентные электроны сдвинуты к атому кислорода, в целом молекула оксида углерода (IV) неполярна. Оксид углерода (IV) – кислотный оксид; при взаимодействии с основными оксидами и щелочами дает соли; растворяясь в воде, частично реагирует с водой с образованием угольной кислоты.



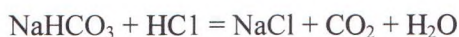
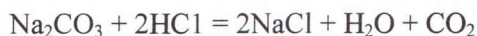
Реакция обратима, поэтому можно получить лишь очень разбавленный раствор угольной кислоты. Угольная кислота слабая. В водном растворе она диссоциирует ступенчато:



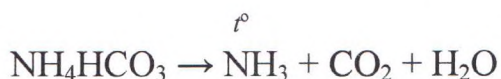
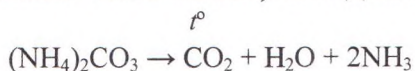
Она образует два ряда солей: средние или нормальные – карбонаты (например, Na_2CO_3 – карбонат натрия) и кислые – гидрокарбонаты (например, NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия). Растворимыми являются только карбонаты щелочных металлов, их растворы вследствие гидролиза имеют щелочную реакцию:



Гидрокарбонаты металлов все растворимы в воде. Соли угольной кислоты при взаимодействии с кислотами разлагаются с выделением CO_2 . Этой реакцией пользуются для обнаружения карбонатов:



Характерным свойством солей угольной кислоты, которое широко используется в пищевой промышленности, является их способность разлагаться при нагревании с выделением углекислого газа. Для разложения карбонатов температура должна быть выше, чем для гидрокарбонатов:



Необходимо знать применение в народном хозяйстве следующих солей: карбоната натрия Na_2CO_3 , гидрокарбоната натрия NaHCO_3 , карбоната кальция CaCO_3 , карбоната калия K_2CO_3 .

Различные углеродсодержащие вещества дают основные виды топлива: твердое (уголь, торф, древесина, горючие сланцы), жидкое (нефть и выделенные из нее бензин, керосин, мазут и дизельное топливо) и газообразное (природный газ и искусственные газы — светильный, генераторный, водяной). Газообразное топливо наиболее эффективно.

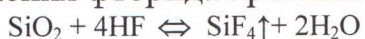
Все виды топлива имеют огромное значение для промышленности и народного хозяйства.

1.4.2. Физические свойства кремния. Кремниевая кислота

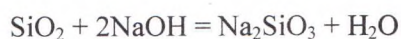
Кремний имеет такую же кристаллическую структуру, что и алмаз (тетраэдр). Но вследствие наличия в атоме кремния трех энергетических уровней размер его атома больше атома углерода, расстояние между двумя атомами кремния в решетке больше и связь валентных электронов с атомами будет менее прочная. Под влиянием тепла и света в решетке кристаллического кремния появляются свободные электроны, придающие ему электропроводность. Кремний относится к полупроводникам.

При низкой температуре кремний химически инертен. Он растворяется только в щелочах, образуя соответствующие силикаты: $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$.

При сильном нагревании на воздухе кремний загорается, образуя оксид кремния (IV): $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$. Эта реакция идет с очень большим выделением тепла, что свидетельствует о высокой прочности молекулы SiO_2 . Из-за большого размера атома кремний не способен образовывать двойную связь, как в молекуле CO_2 . В оксиде кремния (IV) каждый атом кремния, находясь в центре тетраэдра, связан с четырьмя атомами кислорода, расположенными в вершинах тетраэдра, которые в свою очередь связаны с соседними атомами кремния. Оксид кремния (IV) представляет собой одну гигантскую молекулу $(\text{SiO}_2)_n$. Связь $\text{Si} - \text{O}$ очень прочная. Тетраэдры могут по-разному располагаться в пространстве, в результате образуются различные кристаллические структуры $(\text{SiO}_2)_n$ (кварц, тридимит, кристобалит). Оксид кремния (IV) растворяется только во фтористоводородной кислоте с образованием летучего соединения фторида кремния SiF_4 :

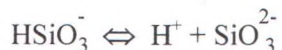
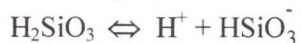


Эта реакция используется при травлении стекла. Оксид кремния (IV) является кислотным оксидом. При сплавлении со щелочью он переходит в растворимое состояние:



Оксиду кремния (IV) соответствуют различные кремниевые кислоты, состав которых можно выразить общей формулой $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ (где n и m — целые числа). В растворах наиболее вероятной формой существования кремниевых кислот является ортокремниевая кислота H_4SiO_4 . При составлении химических реакций можно пользоваться формулой метакремниевой кислоты H_2SiO_3 . Кремниевые кислоты очень слабые, слабее

угольной кислоты. Метакремниевая кислота диссоциирует в две стадии:



При действии соляной кислоты на раствор силиката натрия образуются растворы кремниевых кислот, которые в зависимости от концентрации взятых растворов выделяются из раствора в виде студенистого осадка или остаются в растворе в коллоидном состоянии. Изучите свойства коллоидных растворов, их характеристики.

Соли кремниевой кислоты – силикаты. К числу растворимых силикатов относятся силикаты щелочных металлов. Растворы силикатов натрия и калия называют растворимым стеклом, которое обладает свойством твердеть на воздухе. Растворимое стекло применяется в качестве связующего вещества, для пропитки тканей, дерева, бумаги, для придания им водонепроницаемости и огнестойкости. Кремнезем и природные силикаты служат сырьем для получения стекла, цемента, ситаллов и т. д. Состав стекла можно представить примерной формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Стекло получается при сплавлении соды (Na_2CO_3), известняка (CaCO_3) и песка (SiO_2).

Изменяя состав стекла, вводя определенные оксиды (K_2O , PbO), получают стекла с заданными физико-химическими свойствами. Кварцевое стекло состоит на 99% из SiO_2 . Кварцевое стекло пропускает ультрафиолетовый свет, имеет малый коэффициент расширения и высокую химическую стойкость. Среди природных силикатов наиболее распространены алюмосиликаты, имеющие общую формулу $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{SiO}_2$. Продуктами естественного разложения алюмосиликатов являются глины. Из них наиболее распространен каолинит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, который служит сырьем для получения цемента. Обжигая смесь глины с известняком, взятую в определенных соотношениях, получают цемент. В связи с огромным размахом строительства в стране растет потребность в строительных материалах, в частности в цементе и стекле. Одна из важнейших народнохозяйственных задач – рациональное и экономичное использование природных ресурсов.

Краткая характеристика элементов главной подгруппы четвертой группы. К этим элементам относятся углерод, кремний, германий, олово и свинец. Покажите, в какой последовательности изменяются металлические свойства элементов этой подгруппы. В соединениях эти элементы могут проявлять степень окисления, равную +2 и +4. Степень окисления +2 указывает на преобладание восстановительных свойств, а +4 – окислительных. При переходе от углерода к свинцу степень окисления +2 становится более характерной и возрастает устойчивость веществ, содержащих двухвалентные ионы (Sn^{2+} , Pb^{2+}). Водородные соединения элементов этой группы имеют формулу ЭН_4 . Сравните устойчивость этих соединений.

1.4.3. Вопросы для самопроверки

1. Назовите аллотропные видоизменения углерода. Чем обусловлено различие в свойствах графита и алмаза?
2. Что называется адсорбцией? Укажите техническое применение адсорбции.
3. Какими свойствами обладает оксид углерода (II)? Где он применяется?
4. Изобразите электронную формулу оксида углерода (IV). Определите тип химической связи в ней.
5. Как относятся карбонаты к нагреванию и к действию кислот?
6. Какая реакция применяется для обнаружения карбонатов?
7. Как получают генераторный и водяной газ?
8. Какие свойства проявляет кристаллический кремний? 9. Назовите природные соединения кремния.
9. Напишите электронную формулу строения оксида кремния (IV).
10. Каковы его химические свойства?
11. Каков состав обычного силикатного стекла? Какой реакцией можно выразить процесс его получения?
12. Каким способом можно отличить коллоидный раствор от истинного?
13. Что служит сырьем для получения цемента?

1.5. Металлы

Рассматриваемые вопросы:

Общие сведения о металлах. Положение металлов в периодической системе элементов. Строение электронных оболочек атомов элементов больших периодов. Кристаллическое строение металлов. Металлическая связь. Характерные физические и химические свойства металлов. Сплавы, Ряд напряжений. Коррозия металлов и ее предупреждение. (Форма существования и распространения металлов в природе.)

Щелочные металлы. Характеристика свойств металлов главной подгруппы первой группы на основе строения электронной оболочки их атомов и положения в периодической системе,

Н а т р и й и к а л и й . Физические свойства щелочных металлов. Химические свойства: взаимодействие с кислородом и водой. Едкий натр и едкое кали, получение и применение. Пероксид натрия, получение, свойства. Соединения натрия и калия в природе. Применение соединений натрия и калия.

Краткая характеристика металлов главной подгруппы первой группы.

Металлы главной подгруппы второй группы. Характеристика металлов главной подгруппы второй группы на основе строения электронной оболочки их атомов и положения в периодической системе.

К а л ь ц и й . Физические свойства. Химические свойства: взаимодействие с кислородом и водой. Оксид и гидроксид кальция. Соли кальция. Превращения карбонатов кальция в природе. Жесткость воды. Ионообменная очистка воды. Применение соединений кальция. Краткая характеристика элементов главной подгруппы второй группы

Элементы третьей группы. Характеристика свойств элементов третьей группы на основе строения электронной оболочки их атомов и положения в периодической системе.

А л ю м и н и й . Распространение алюминия в природе. Физические свойства алюминия. Химические свойства: отношение к неметаллам, воде, кислотам и щелочам, восстановление металлов из их оксидов. Оксид и гидроксид алюминия, их взаимодействие с кислотами и щелочами. Амфотерность алюминия, его оксида и гидроксида. Соединения алюминия в природе. Применение алюминия, его сплавов и соединений. Краткая характеристика элементов третьей группы.

Металлы четвертой группы. Характеристика свойств металлов четвертой группы подгруппы германия на основе строения электронной оболочки их атомов и положения в периодической системе.

О л о в о . Физические и химические свойства. Соединения ряда оксида и ряда диоксида олова. Оксиды и их гидроксиды, станниты и станнаты. Соединения олова в природе. Применение олова, его сплавов и соединений.

Краткая характеристика элементов четвертой группы подгруппы титана.

Металлы пятой группы подгруппы ванадия. Общая характеристика свойств металлов пятой группы подгруппы ванадия на основе строения электронной оболочки их атомов и положения в периодической системе.

Металлы шестой группы подгруппы хрома. Х р о м. Физические и химические свойства. Соединения ряда оксида хрома (II) и оксида хрома (III). Оксид и гидроксид хрома (III). Хромиты. Соли оксида хрома (III). Хромовые квасцы. Соединения шестивалентного хрома. Оксид хрома (VI). Хромовая и двуххромовая кислоты. Хроматы и дихроматы. Окислительные свойства хроматов и дихроматов. Соединения хрома в природе. Применение хрома, его сплавов и соединений.

Металлы седьмой группы подгруппы марганца. Характеристика свойств металлов седьмой группы подгруппы марганца на основе строения электронной оболочки их атомов и положения в периодической системе.

М а р г а н е ц. Физические и химические свойства. Соединения двух-, трех- и четырехвалентного марганца. Соединения шестивалентного и семивалентного марганца. Оксид марганца (VII). Марганцевая кислота; перманганаты. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца. Соединения марганца в природе. Применение марганца, его сплавов и соединений.

Металлы восьмой группы. Общая характеристика свойств металлов восьмой группы на основе строения электронной оболочки их атомов и положения в периодической системе.

Ж е л е з о. Физические свойства. Химические свойства: взаимодействие с кислородом, водой и кислотами. Оксиды и гидроксиды железа. Соли железа. Качественные реакции на ионы двух- и трехвалентного железа. Железо в природе. Сплавы железа – чугуны и сталь. Легированные стали. Применение сплавов и соединений железа.

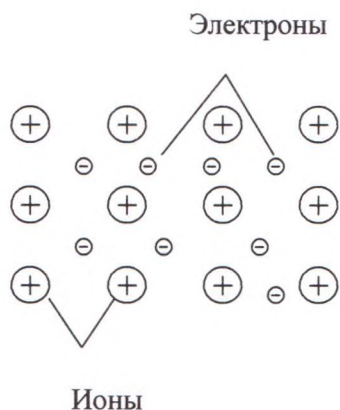
Металлургия¹. Металлы в современной технике. Основные способы получения металлов. Производство чугуна и стали. Применение природного газа и кислорода в производстве черных металлов и сплавов. Электролитическое получение алюминия.

1.5.1. Общие сведения о металлах

При изучении темы «Металлы» обратите особое внимание на характерные особенности химической связи в металлах, которая обуславливает как физические, так и химические свойства их.

Металлы имеют кристаллическую структуру. В кристаллах в определенном порядке расположены положительные ионы металла. Между ионами находятся свободные электроны, которые не имеют связи с отдельными ионами, а принадлежат всем ионам металла в данном кристалле. Это приводит к образованию связи между ионами в металлической решетке:

¹ Раздел «Металлургия» предназначен для тех специальностей средних специальных учебных заведений, в учебных планах которых не предусмотрено изучение предмета «Технология металлов и конструкционные материалы»



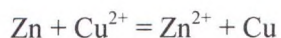
Металлическая связь прочна, поэтому большинство металлов тверды, тугоплавки и мало летучи. Металлическая связь обуславливает и другие физические свойства, характерные для большинства металлов, — высокая электро- и теплопроводность, блеск, пластичность, способность к механической деформации.

Из известных сейчас 107 химических элементов больше 80 металлы. Металлы занимают I, II и III группы (кроме В) периодической системы. Наиболее типичные составляют главную подгруппу I группы и главную подгруппу II группы. Металлами являются все элементы побочных подгрупп.

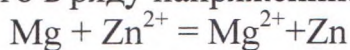
К металлам относятся шесть самых тяжелых элементов из главных подгрупп IV группы (Ge, Sn, Pb), V группы (Sb, Bi) VI группы (Po).

Уясните и запомните, что химические свойства металлов определяются их способностью отдавать валентные электроны и превращаться в положительно заряженные ионы. Сам металл при этом окисляется, являясь восстановителем: $\text{Me} - n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{n+}$.

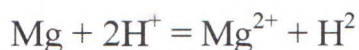
Сравнительная химическая активность металлов была изучена Н. М. Бекетовым, который расположил металлы в ряд напряжений: К, Ва, Са, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Gr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au. Чем левее стоит металл в ряду напряжений, тем сильнее его восстановительная активность, тем легче он превращается в ион. Следовательно, каждый металл вытесняет из растворов солей все металлы, которые стоят после него в ряду напряжений. Например:



В свою очередь данный металл может быть вытеснен из раствора соли металлами, стоящими левее него в ряду напряжений. Например:



В ряд напряжений металлов включен водород, который подобно металлам образует положительно заряженный ион. Металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода, вытесняют водород из растворов кислот (HCl, H₂SO₄ разб. и др.). Металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода, не могут вытеснить водород из кислот, Примеры:



$\text{Si} + \text{H}^+ \neq$ реакция не идет.

Свойства металлов (механическая прочность, химическая стойкость, электрические и магнитные свойства) не всегда удовлетворяют запросам техники. Металлические сплавы во многих случаях обладают гораздо более ценными свойствами, поэтому сплавы широко применяются в народном хозяйстве. Сплав образуется при затвердевании системы, состоящей из расплавленных металлов. Поскольку в сплавах сохраняется металлическая связь, они обладают металлическим блеском, электропроводностью и другими свойствами металлов.

Если металлы, образующие сплав, близки по химическим свойствам, они сплавляются в любых соотношениях. Например, золото с серебром, железо с хромом и никелем, олово со свинцом. Чем больше различие в свойствах сплавляемых металлов, тем меньше их способность к взаимному растворению.

Необходимо помнить, что свойства сплавов значительно отличаются от свойств входящих в их состав металлов. Температура плавления сплава бывает ниже температуры плавления каждого из металлов, образующих данный сплав. Например, многочисленные легкоплавкие сплавы готовят на основе висмута. Сплав Вуда (50% Bi, 25% Pb, 12,5% Sn, 12,5% Cd) имеет температуру плавления всего 68°C. Твердость сплава, как правило, больше твердости самого мягкого из металлов, входящих в его состав. Например, сплав золота с серебром отличается большой твердостью, хотя сами металлы сравнительно мягкие.

Изменяя состав сплавов, можно получать сплавы с различными свойствами: жаропрочные, жаростойкие, коррозионностойкие, магнитные. Использование сплавов с особыми физическими свойствами непрерывно растет.

Изучая общие сведения о металлах, необходимо остановиться на коррозии их. *Коррозией металлов* называется процесс химического разрушения металлов под действием окружающей среды. Коррозия протекает самопроизвольно; это нежелательный процесс, в результате которого ежегодно теряется около 7 млн. т металла. Поэтому борьба с коррозией и защита металлов от нее – важнейшая народнохозяйственная задача. По механизму протекания процесса коррозия подразделяется на химическую и электрохимическую. Химическая коррозия возникает при действии на металл сухих газов или органических жидкостей (бензина, нефти). Характерным для химической коррозии является непосредственный переход электронов от металла к окислителю. *Электрохимическая коррозия* возникает при соприкосновении металлов с водой, растворами электролитов, влажным воздухом и сопровождается перемещением электронов от одних

участков металла к другим. Электрохимическая коррозия обусловлена образованием микрогальванических элементов вследствие содержания в металле примесей или контакта с другим металлом. Из двух металлов, находящихся в контакте, окисляться будет более активный.

Необходимо знать, какие существуют *способы защиты металлов от коррозии*. Первая группа способов основана на изоляции защищаемого металла от коррозионной среды – нанесение на поверхность металла защитной пленки. Такой защитной пленкой могут быть смазка, краска, лак, а также слой другого металла, который практически не корродирует в условиях данной среды. Наиболее широко применяются хромирование, никелирование, цинкование, лужение, серебрение металлов. Вторая группа способов основана на изменении свойств коррозионной среды. При добавлении к коррозионной среде незначительных количеств некоторых веществ, называемых ингибиторами, снижается коррозионное действие среды и замедляется коррозия. В качестве ингибиторов применяют некоторые неорганические вещества (нитриты, фосфаты, силикаты), а также органические (уротропин, тиомочевину и др.).

После ознакомления с особенностями строения металлов, с их общими свойствами можно перейти к изучению свойств отдельных металлов, расположенных в I – VIII группах периодической системы элементов.

1.5.2. Характерные физические и химические свойства металлов.

Щелочные металлы занимают главную подгруппу I группы периодической системы Д. И. Менделеева. К ним относятся литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и радиоактивный, искусственно полученный франций Fr. Названы они щелочными потому, что их гидроксиды являются самыми сильными основаниями (щелочами). При рассмотрении электронных формул атомов этих металлов обратите внимание на то, что на последнем энергетическом уровне находится один неспаренный s-электрон, а внутренние электронные слои их атомов сходны с атомами предыдущих по порядковому номеру инертных газов. При химических взаимодействиях эти металлы отдают один валентный электрон, превращаясь в положительно заряженные ионы. Степень окисления этих металлов во всех соединениях равна +1. Будучи одновалентными элементами, они образуют соединения типа MeH – гидриды, MeOH – гидроксиды, Me₂O – оксиды, Me₂O₂ – пероксиды, MeCl, Me₂SO₄, Me₂CO₃, Me₃PO₄ — соли. Соли щелочных металлов почти все растворимы и являются сильными электролитами. Если в их состав входит кислотный остаток слабой кислоты, то они подвергаются гидролизу.

Щелочные металлы химически активны и ведут себя как сильные восстановители. Они начинают электрохимический ряд напряжений металлов. Благодаря сходству в строении атомов этих элементов, они имеют схожие физические и химические свойства. Некоторые различия их связаны с тем, что в ряду Li → Cs количество электронных слоев в атомах возрастает,

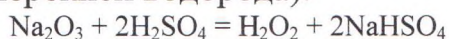
увеличивается радиус их атомов, что приводит к ослаблению связи наружных электронов с ядрами атомов. Вследствие этого усиливается восстановительная активность металлов, уменьшаются температура плавления и твердость. Основным характер гидроксидов в ряду $\text{LiOH} \rightarrow \text{CsOH}$ усиливается. Щелочные металлы образуют гидриды типа MeH , где степень окисления водорода равна -1 .

Наиболее распространенные щелочные металлы – натрий и калий. Вследствие большой химической активности натрий и калий не встречаются в природе в свободном состоянии. Они находятся в виде сложных силикатов, хлоридов, карбонатов, сульфатов. Разберите способы получения металлического натрия и калия. Натрий получают электролизом расплава хлорида натрия. Чтобы понизить температуру плавления хлорида натрия, к нему добавляют в небольшом количестве хлорид кальция. Натрий, а тем более калий, на воздухе легко окисляются, могут самовоспламеняться, поэтому следует хранить их под слоем керосина или парафина, а большие количества – в герметичных сосудах.

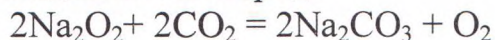
При проведении опытов с металлическими натрием и калием необходимо соблюдать все меры предосторожности, работая с небольшими количествами этих веществ.

Окисление натрия идет с образованием пероксида натрия: $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$. Структурная формула пероксида натрия $\text{Na} - \text{O} - \text{O} - \text{Na}$. Он относится к перекисным соединениям, в молекулах которых имеется цепочка из двух связанных между собой атомов кислорода.

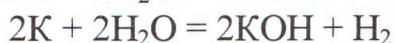
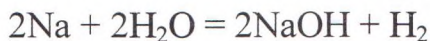
Пероксиды легко разлагаются с выделением атомарного кислорода: $\text{Na}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O} + \text{O}$, поэтому они являются сильными окислителями. На этом основано использование водных растворов пероксида натрия для отбеливания тканей. Пероксид натрия – основное сырье для получения пероксида водорода H_2O_2 (перекиси водорода):



Пероксид натрия применяют также для регенерации воздуха в дыхательных аппаратах, используемых пожарниками, водолазами и др. Такое применение его основано на способности связывать находящиеся в воздухе оксиды углерода (II, IV) и выделять кислород:



При взаимодействии металлического натрия и калия с водой образуются гидроксиды:



Гидроксид натрия NaOH имеет техническое название едкий натр или каустическая сода. Гидроксид калия KOH – едкое кали. Известны и другие способы получения гидроксидов этих металлов, а именно – электролиз водных растворов хлоридов натрия и калия и способ, основанный на реакции

каустификации, сущность которой состоит в том, что растворы карбонатов натрия и калия при кипении обрабатывают гидроксидом кальция (гашеной известью). Запомните уравнения реакций, соответствующие этим процессам. Гидроксиды натрия и калия опасны в обращении. Они разъедают кожу и ткани. Хранить их нужно в герметичной посуде.

Необходимо знать способы получения и области применения следующих солей натрия и калия: хлорида натрия NaCl , карбоната натрия Na_2CO_3 , гидрокарбоната натрия NaHCO_3 , сульфата натрия Na_2SO_4 , хлорида калия KCl , карбоната калия K_2CO_3 , нитрата калия KNO_3 .

Металлы главной подгруппы второй группы. Все элементы этой подгруппы – бериллий Be , магний Mg , кальций Ca , стронций Sr , барий Ba , радий Ra – имеют на последнем энергетическом уровне два валентных электрона. Этим они отличаются от щелочных металлов, имеющих на последнем энергетическом уровне только один электрон. В остальном каждый из них повторяет электронную структуру предыдущего щелочного металла. Но атомы металлов главной подгруппы второй группы имеют меньший радиус атома, чем у соответствующего щелочного металла. Наличие двух валентных электронов на внешнем энергетическом уровне и несколько меньший радиус атома обуславливают уменьшение химической активности по сравнению с щелочными металлами. Однако активность этих металлов достаточно высокая. В электрохимическом ряду напряжений металлов они стоят сразу за щелочными металлами. Химическая активность от бериллия к барию увеличивается, так как увеличивается размер атомов и связь валентных электронов с ядром ослабляется. При химических взаимодействиях эти металлы отдают два электрона, превращаясь в положительно заряженные двухвалентные ионы. Степень окисления этих элементов во всех соединениях равна +2. Они образуют соединения типа MeH_2 – гидриды, MeO – оксиды, Me(OH)_2 – гидроксиды, MeCl_2 , MeSO_4 , MeCO_3 , $\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2$ – соли. Гидроксиды этих металлов в основном мало растворимы в воде и имеют основной характер, кроме Be(OH)_2 – амфотерного гидроксида; их растворимость и основные свойства возрастают от Be(OH)_2 к Ba(OH)_2 . Be(OH)_2 – амфотерный гидроксид, Mg(OH)_2 – слабый основной гидроксид, Ca(OH)_2 – сильный основной гидроксид, Ba(OH)_2 – щелочь. Элементы кальций, стронций, барий и радий, химические свойства которых наиболее близки, объединены в группу и называются щелочноземельными элементами.

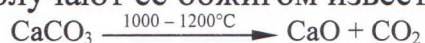
Из элементов главной подгруппы второй группы наиболее распространен в природе кальций. Его содержание в земной коре составляет 3,5 вес. %. Кальций содержится в основном в кальците (CaCO_3), который является главной составной частью известняков, мела, мрамора и других пород. Распространены также гипс ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), ангидрит (CaSO_4) и флюорит (CaF_2).

Металлический кальций получают электролизом расплавленного CaCl_2 или путем восстановления оксида кальция по реакции

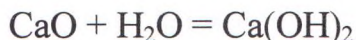


Химическая активность у кальция высокая. Во влажном воздухе кальций реагирует с кислородом, азотом и водой. Хранят его в герметичных сосудах под слоем керосина. Особенно следует отметить сродство кальция к кислороду. Он не только бурно реагирует при нагревании с кислородом по реакции $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$, но и способен вытеснять кислород из оксидов других металлов. Это свойство его используют для выделения редкоземельных элементов. Кальций легко вытесняет водород из воды и разбавленных кислот. Концентрированная азотная и серная кислоты пассивируют его.

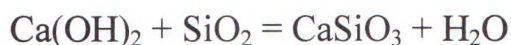
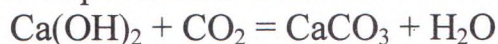
Из соединений кальция практическое значение имеет оксид кальция CaO (негашеная известь). Получают ее обжигом известняка:



Оксид кальция энергично присоединяет воду, образуя гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (гашеная известь). Процесс этот идет с большим выделением тепла:



В смеси с песком и водой гашеная известь применяется в составе вяжущих растворов. Ее вяжущее свойство основано на том, что при взаимодействии с оксидом углерода (IV) и оксидом кремния (IV) происходит образование нерастворимых карбоната и частично силиката кальция:



Из солей кальция в качестве вяжущего строительного материала следует отметить сульфат кальция $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (строительный гипс), который получается прокаливанием природного гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ при $150 - 180^\circ\text{C}$.

Необходимо обратить внимание на превращение карбонатов кальция в природе. Существуют две кальциевые соли угольной кислоты: нерастворимый карбонат CaCO_3 и растворимый гидрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Породы, содержащие CaCO_3 , подвергаются воздействию воды, содержащей растворенный в ней CO_2 . Карбонат кальция переходит в растворимое состояние:



При нагревании гидрокарбонаты переходят в карбонаты:

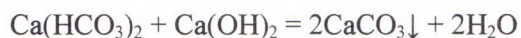


Практически очень важный вопрос — жесткость природной воды, обусловленная присутствием в ней солей кальция и магния. Принято отличать жесткость, обусловленную присутствием гидрокарбонатов $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, называемую временной или карбонатной, от постоянной, или некарбонатной, жесткости, связанной с присутствием в воде

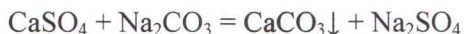
хлоридов и сульфатов кальция и магния. Временная жесткость может быть устранена предварительным кипячением воды. При этом образуются карбонаты, которые оседают на стенках в виде накипи:



Временную жесткость можно устранить также, добавив к воде немного гашеной извести:



Постоянную жесткость можно устранить, добавив к воде небольшое количество соды:

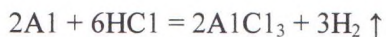


Устранение обоих видов жесткости воды весьма эффективно осуществляется при помощи ионитов, которые способны поглощать Ca^{2+} - и Mg^{2+} - ионы и заменять их на ионы щелочных металлов.

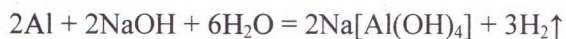
Элементы третьей группы. К элементам главной подгруппы третьей группы периодической системы относятся бор В, алюминий Al, галлий Ga, индий In и таллий Tl. Последних три металла входят в число редких рассеянных элементов. У элементов подгруппы бора на последнем энергетическом уровне находятся по 3 электрона (2 на *s*-подуровне и 1 на *p*-подуровне). На предпоследнем энергетическом уровне бор имеет 2, алюминий – 8, галлий, индий, таллий – 18 электронов. В соединениях эти элементы проявляют степень окисления, равную +3. Исключение представляет таллий. Для него также характерна степень окисления +1. Элементы этой подгруппы образуют оксиды $\text{Э}_2\text{O}_3$ и гидроксиды $\text{Э}(\text{OH})_3$. Различие в структурах предпоследнего энергетического уровня и увеличение атомных радиусов от бора к таллию – причина разных химических свойств этих элементов. Бор проявляет свойства неметалла. Ему соответствует кислотный оксид B_2O_3 и H_3BO_3 – борная кислота. Остальные элементы этой группы – металлы. Металлические свойства у них возрастают от Al к Tl. Гидроксиды алюминия, галлия и индия амфотерны, однако у $\text{In}(\text{OH})_3$ несколько преобладают основные свойства. Гидроксид таллия (III) $\text{Tl}(\text{OH})_3$ – основной гидроксид.

А л ю м и н и й – самый распространенный металл. Сырье для получения алюминия – бокситы, состоящие в основном из $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Изучите подробно технологию производства алюминия электролитическим методом из оксида алюминия, растворенного в расплавленном криолите $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$. Металлический алюминий – легкий металл, очень пластичен и ковкий, хорошо проводит тепло и электричество. Благодаря этим свойствам алюминий – один из наиболее распространенных материалов в современной технике. На основе алюминия изготовляют хорошо известные сплавы, такие, как дюралюминий, силумины, магналий и др. Он применяется в электротехнической промышленности. Алюминий можно использовать вместо серебра для изготовления зеркал. Из чистого, алюминия делают фольгу.

Изучая химические свойства алюминия, обратите внимание на то, что на поверхности алюминия образуется прочная оксидная пленка, которая защищает его от разрушения. Благодаря этой пленке алюминий не реагирует с водой даже при кипячении. Если удалить пленку, он начинает бурно взаимодействовать с водой. Алюминий растворяется в разбавленных кислотах:

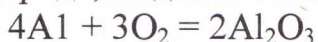


При обычной температуре концентрированные азотная и серная кислоты пассивируют алюминий, поэтому для хранения азотной кислоты применяют алюминиевые сосуды. В растворах щелочей алюминий растворяется:

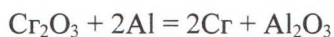


тетрагидроксоалюминат
натрия

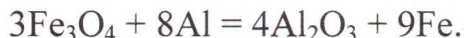
Алюминий сгорает в кислороде, выделяя большое количество тепла:



Из химических свойств алюминия особо следует отметить способность вытеснять кислород из оксидов металлов. Это свойство используется в металлургии для получения тугоплавких металлов (алюминотермия). Например, реакция

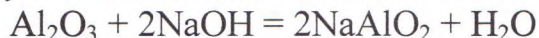


Тонкоизмельченная смесь алюминия и железной окалины носит название термита (25% Fe_3O_4 и 75% Al). При поджигании термита происходит реакция:

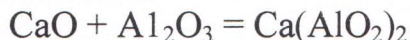


Выделяется большое количество тепла и развивается высокая температура (3500°). Термит применяется для сварки металлических изделий.

Оксид алюминия Al_2O_3 (глинозем) встречается в природе в виде корунда и его разновидностей: сапфира, рубина, изумруда. Оксид алюминия – нерастворимый в воде, белый тугоплавкий порошок. Al_2O_3 – амфотерный оксид. Он не растворяется ни в кислотах, ни в щелочах, а переходит в растворимое состояние путем сплавления со щелочами:



и сплавлением с основными оксидами:



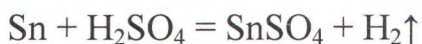
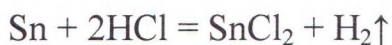
Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ имеет амфотерные свойства; он растворяется в кислотах: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ и щелочах с образованием тетрагидроксоалюмината: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. Необходимо знать применение важнейших солей алюминия. К ним относятся алюминиевые квасцы $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, которые применяются для дубления кож; сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ используется для очистки воды; хлорид алюминия AlCl_3 применяется в качестве катализатора в химической промышленности.

Металлы четвертой группы периодической системы. В главную подгруппу четвертой группы периодической системы входят три металла – германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Эти металлы на последнем энергетическом уровне имеют четыре электрона (два электрона на *s*-подуровне и два электрона – на *p*-подуровне). На предпоследнем энергетическом уровне у них находится 18 электронов. Высшая степень окисления этих элементов +4. Она более характерна для германия. Соединения германия со степенью окисления +2 нестабильны. Для соединений олова характерны степени окисления +2 и +4. Соединения германия и олова со степенью окисления +2 являются сильными восстановителями, их окисление до четырехвалентного состояния легче протекает в щелочной среде. Для свинца более характерны соединения, в которых степень окисления его равна +2. Соединения, в которых степень окисления свинца +4, являются сильными окислителями. Их восстановление легче протекает в кислой среде.

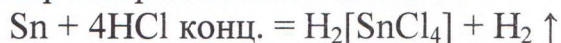
Химические свойства германия, олова и свинца очень похожи, и они образуют соединения одного и того же типа, поэтому можно рассмотреть химические свойства одного из этих элементов – олова. При изучении физических свойств олова обратите внимание на то, что металлическое олово существует в трех аллотропных модификациях. Наиболее устойчиво β -Sn, так называемое белое олово. Это очень пластичный серебристо-белый металл. Модификация α -Sn (серое олово) устойчива ниже 13,2°C и представляет собой серый порошок. При пониженных температурах происходит переход из β - в α -модификацию. Этот переход сопровождается уменьшением прочности олова. Модификация γ -Sn устойчива в диапазоне температур 161 – 230°C и отличается хрупкостью (хрупкое олово).

В электрохимическом ряду напряжений металлов олово располагается непосредственно перед водородом. При обычной температуре олово не изменяется на воздухе. При сильном нагревании на воздухе или в кислороде окисляется до SnO₂.

По отношению к воде олово устойчиво. В разбавленных серной и соляной кислотах растворяется очень медленно:



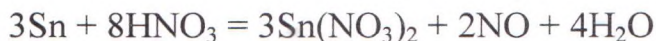
В горячей концентрированной соляной кислоте олово растворяется быстро с образованием тетрахлороловянной кислоты:



Концентрированная серная кислота окисляет олово до четырехвалентного состояния:



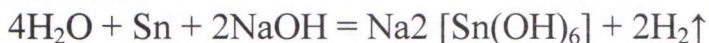
Продукты окисления олова азотной кислотой различны. При действии разбавленной кислоты получается нитрат олова:



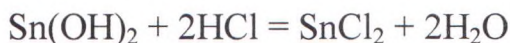
Концентрированная азотная кислота растворяет олово с образованием α -оловянной кислоты:



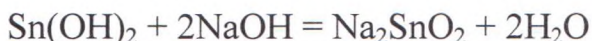
При действии щелочи на олово выделяется водород и образуется гексагидроксостаннат олова:



Олово образует два оксида. Оксид олова (II) и соответствующий ему гидроксид имеют амфотерный характер. Они растворяются как в кислотах с образованием солей:

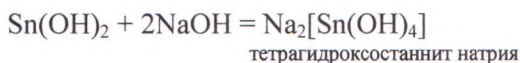


так и в щелочах:

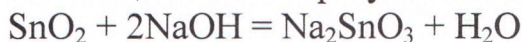


Образуется соль – станнит натрия.

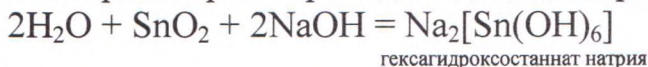
В водных растворах щелочей станниты переходят в тетрагидроксосоли, поэтому более правильно писать уравнение реакции взаимодействия гидроксида олова (II) со щелочью следующим образом:



Оксид олова (IV) – амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств. При сплавлении его со щелочами образуются станнаты:



Станнаты в щелочных растворах переходят в гекса-гидроксосоли:



Олово применяется для лужения железа и в производстве станиоля, используемого в электрических конденсаторах. На основе олова изготавливаются сплавы (бронзы, баббиты и др.) и припой. Сульфид олова (IV) SnS_2 используется в технике под названием «сусального золота» для покрытия деревянных, гипсовых и других изделий.

К элементам побочной подгруппы четвертой группы периодической системы относятся титан Ti, цирконий Zr и гафний Hf. Атомы этих элементов на последнем энергетическом уровне имеют по два валентных электрона, а два других валентных электрона находятся на d -под-уровне предпоследнего энергетического уровня. Малое количество электронов на последнем энергетическом уровне обуславливает типичные металлические свойства этих элементов. Металлические свойства усиливаются с возрастанием порядкового номера. На поверхности этих металлов образуются плотные оксидные пленки, вследствие чего эти металлы обладают высокой коррозионной устойчивостью. Самым устойчивым соединениям элементов подгруппы титана соответствует степень окисления +4. Оксид титана TiO_2 обладает слабыми кислотными свойствами, а оксиды циркония ZrO_2 и гафния HfO_2 – слабыми основными. Гидроксиды $\text{Me}(\text{OH})_4$ амфотерны. Основной характер их усиливается от титана к гафнию.

Титан – один из важнейших материалов новой техники. Сплавы на основе титана используют в самолето- и ракетостроении. Титан применяется также в качестве легирующей добавки в сталях для придания им химической стойкости и эластичности. Оксид титана (IV) входит в состав краски – титановых белил. Металлический цирконий используется в качестве конструкционного материала для термоядерных реакторов. Вследствие высокой коррозионной устойчивости цирконий применяется для изготовления химической аппаратуры. Гафний обладает свойством сильно поглощать газы и в связи с этим используется в высоковакуумной технике. Благодаря большой способности к захвату нейтронов, гафний входит в состав регулирующих стержней, замедляющих или останавливающих ядерную реакцию.

Металлы пятой группы подгруппы ванадия. В побочной подгруппе пятой группы периодической системы находятся переходные металлы: ванадий V, ниобий Nb и тантал Ta. Атомы этих элементов на последнем энергетическом уровне имеют два *s*-спаренных электрона (ванадий и тантал) и один *s*-неспаренный электрон (ниобий). Предпоследний энергетический уровень у них заполнен электронами неполностью. У этих элементов преобладают металлические свойства, что отличает их от элементов главной подгруппы. При образовании соединений с другими элементами ванадий, ниобий и тантал могут отдавать от двух до пяти электронов и иметь степени окисления +2, +3, +4 и +5. Например, ванадий имеет следующие оксиды: VO, V₂O₃, VO₂, V₂O₅. Наиболее устойчивы соединения этих элементов со степенью окисления +5. Они образуют оксиды типа Me₂O₅ и соответствующие им кислоты HMeO₃, сила которых от ванадия к танталу уменьшается.

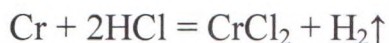
Чистые металлы получают восстановлением их оксидов (V) металлическим кальцием или алюминием. Это серые, блестящие тугоплавкие металлы, хорошо поддающиеся механической обработке. Вследствие того, что на их поверхности образуются защитные пленки, они химически инертны. Большая устойчивость этих металлов к различным химическим веществам позволяет использовать их для изготовления химической аппаратуры. В основном же эти металлы применяются как легирующие добавки к сталям. Они улучшают коррозионную стойкость, твердость, увеличивают пластичность и жаростойкость сталей. Ванадий применяется в качестве материала для ядерных реакторов. Ниобий и тантал используются в вакуумной технике, а также в электронно-вычислительной технике.

Уникальное свойство тантала – его высокая биологическая совместимость, т. е. способность приживаться в организме, не вызывая раздражения окружающих тканей. На этом основано применение тантала в медицине при хирургических операциях.

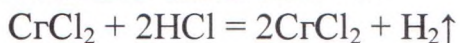
Металлы шестой группы подгруппы хрома. В побочной подгруппе шестой группы периодической системы находятся переходные металлы – хром Cr, молибден Mo и вольфрам W. Атомы хрома и молибдена имеют на

последнем энергетическом уровне один s -неспаренный электрон, а атом вольфрама – два s -спаренных электрона. Валентными электронами у хрома и молибдена являются один внешний электрон и пять электронов, расположенных на предпоследнем энергетическом уровне. У вольфрама валентные электроны – два внешних и четыре электрона предпоследнего энергетического уровня. Элементы этой подгруппы образуют соединения со степенями окисления +2, +3, +6. Наиболее характерная степень окисления +6. Для хрома типична еще степень окисления +3. В высшей степени окисления оксиды этих металлов имеют формулу MeO_3 – кислотные оксиды. Им соответствуют кислоты, имеющие формулу H_2MeO_4 . В ряду $\text{H}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{WO}_4$ сила кислот уменьшается. Металлы этой подгруппы химически малоактивны. Химическая активность от Cr к W уменьшается. По физическим и химическим свойствам молибден и вольфрам похожи между собой и несколько отличаются от хрома.

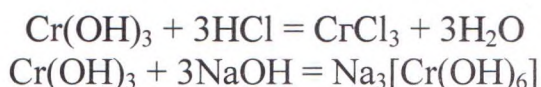
Х р о м. Металлический хром в электрохимическом ряду напряжений металлов находится левее водорода. Он растворяется в разбавленных кислотах с выделением водорода и образованием солей двухвалентного хрома:



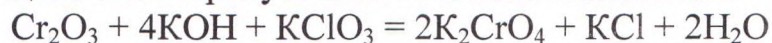
Гидроксид хрома (II) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ растворяется только в кислоте и является основным гидроксидом. Ему соответствует оксид хрома (II) черного цвета. Соединения хрома со степенью окисления +2 неустойчивы, окисляются и переходят в соединения со степенью окисления +3:



Гидроксид хрома (III) проявляет амфотерные свойства, растворяясь в кислотах и щелочах:



Соответствующий ему оксид хрома (III) зеленого цвета нерастворим в воде и кислотах. Соединения хрома со степенью окисления +3 очень устойчивы. Окислительно-восстановительные свойства у них выражены очень слабо. Чтобы перевести оксид хрома (III) в шестивалентное состояние, его сплавляют со щелочью в присутствии сильного окислителя:



K_2CrO_4 – соль хромовой кислоты – хромат калия.

Из соединений хрома со степенью окисления +6 необходимо рассмотреть следующие: оксид хрома (VI), соответствующие ему кислоты – хромовую H_2CrO_4 и двуххромовую $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и их соли. Оксид хрома (VI) – кристаллическое вещество темно-красного цвета, легко растворимое в воде. Оксид хрома (VI) – кислотный оксид. При растворении его в воде образуется смесь хромовой и двуххромовой кислот. В растворе между этими кислотами устанавливается равновесие:



причем с разбавлением равновесие смещается в сторону образования

хромовой кислоты. Соли хромовой кислоты называются хроматами, а двуххромовой – дихроматами. Хроматы в кислой среде переходят в дихроматы:



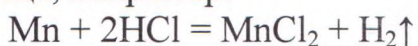
Дихроматы от действия щелочей переходят в хроматы:



Соединения хрома со степенью окисления +6 – сильные окислители, особенно в кислой среде, и легко переходят в соединения со степенью окисления +3. Они используются в химической промышленности для окисления различных веществ. Изучите области применения хрома и его соединений.

Металлы седьмой группы подгруппы марганца. В эту подгруппу входят три элемента – марганец Мп, технеций Тс и рений Ре. Их атомы имеют семь валентных электронов, из которых два расположены на *s*-подуровне последнего энергетического уровня и пять – на *d*-под-уровне предпоследнего энергетического уровня. При химических реакциях, отдавая часть или все валентные электроны, они образуют соединения со степенями окисления от +2 до 4-7. Марганец имеет следующие степени окисления: +2, +3, +4, +6, +7. Для рения и технеция наиболее характерна степень окисления +7. Им соответствуют соединения, имеющие формулу HMeO_4 . Сила кислот в ряду $\text{HMnO}_4 \rightarrow \text{HReO}_4$ уменьшается. Марганец, технеций и рений – химически инертные, тяжелые, тугоплавкие металлы. Их химическая активность от марганца к рению уменьшается.

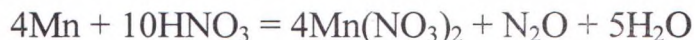
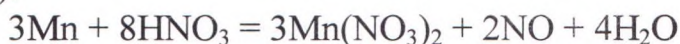
Марганец устойчив по отношению к воде и воздуху; легко растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах с образованием солей двухвалентного марганца, например:



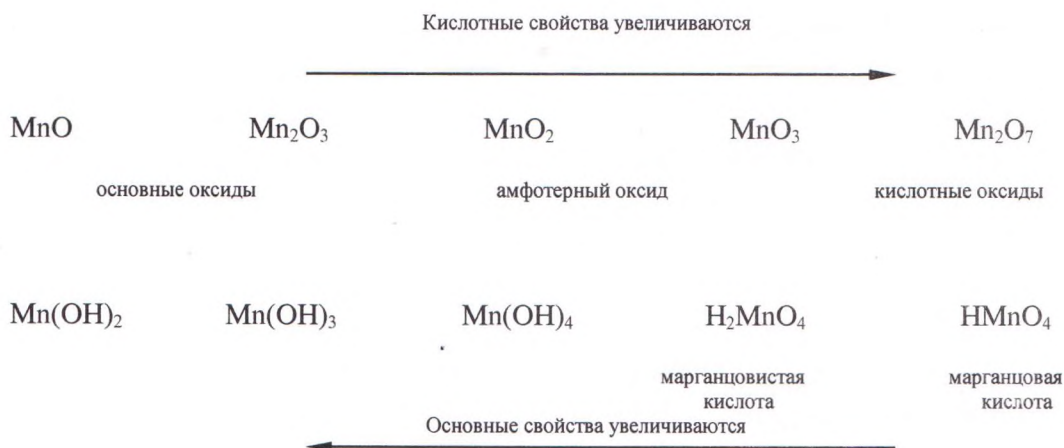
При нагревании растворяется в концентрированной серной кислоте:



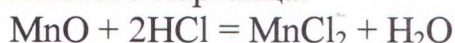
Растворяется марганец и в азотной кислоте, восстанавливая ее до оксида азота (II) и (I):



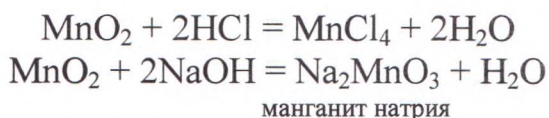
Марганец образует несколько оксидов. На примере этих оксидов проследите, как влияет изменение степени окисления на свойства оксидов и соответствующих им гидроксидов.



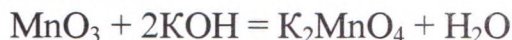
Оксид марганца (II) – основной оксид, растворяется в кислотах с образованием солей двухвалентного марганца:



MnO₂ – амфотерный гидроксид, растворяется в кислотах и щелочах с образованием неустойчивых солей четырехвалентного марганца:



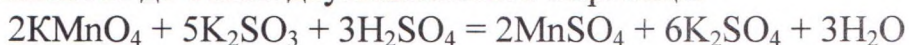
Оксид марганца (VI) MnO₃ – кислотный оксид. Он растворяется в щелочах с образованием манганатов:



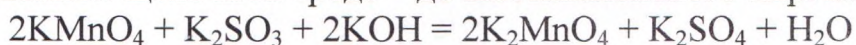
Манганаты – неустойчивые соединения и разлагаются в воде с образованием перманганатов и оксида марганца (IV):



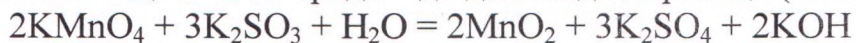
Перманганаты – соли марганцовой кислоты – HMnO₄. Она является сильной кислотой. Знакомясь со свойствами марганцовой кислоты и ее солей, обратите внимание на то, что они – сильные окислители. Наибольшее применение находит перманганат калия. В зависимости от среды восстановление перманганата в растворе протекает различно. В кислой среде он восстанавливается до солей двухвалентного марганца:



В концентрированной щелочной среде – до шестивалентного марганца:



В нейтральной и слабощелочной среде – до диоксида марганца (MnO₂):



Характер восстановления перманганата в различных средах следует запомнить, так как с окислением при его помощи различных веществ часто приходится встречаться в химической практике.

Металлический марганец широко используется для создания специальных сплавов.

Металлы восьмой группы. В побочной подгруппе восьмой группы периодической системы находится девять металлов – железо Fe, кобальт Co,

никель Ni, рутений Ru, родий Rh, палладий Pd, осмий Os, иридий Ir и платина Pt. Эта группа состоит из трех триад, каждая из которых располагается в середине больших периодов. На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов находятся один или два электрона, поэтому все они являются металлами. Предпоследний энергетический уровень у них не завершен. В химических реакциях атомы этих металлов могут отдавать не только электроны последнего энергетического уровня, но и электроны, находящиеся на *d*-подуровне предпоследнего энергетического уровня. Поэтому металлы восьмой группы могут иметь соединения с различными степенями окисления (от +2 до +8). Однако большинство металлов не проявляет высшей степени окисления. Оксиды типа MeO_4 известны только для рутения и осмия. Металлы восьмой группы могут быть сгруппированы по общим химическим свойствам в подгруппу железа (Fe, Co, Ni) и в подгруппу платины (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt). Для соединений железа, кобальта и никеля характерны степени окисления +2 и +3. При переходе от железа к никелю соединения со степенью +3 становятся менее устойчивы. Гидроксиды (II) этих металлов $Me(OH)_2$ имеют основной характер. $Fe(OH)_2$ и $Co(OH)_2$ на воздухе очень легко окисляются в $Fe(OH)_3$ и $Co(OH)_3$. Окисление $Ni(OH)_2$ происходит значительно труднее. Соединения железа, кобальта, никеля со степенью окисления +3 являются окислителями. Их окислительная способность возрастает при переходе от железа к никелю.

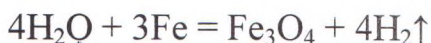
Металлы подгруппы железа стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов перед водородом. Они легко растворяются в кислотах. В природе встречаются в виде соединений.

Ж е л е з о . Необходимо знать важнейшие руды железа: магнитный железняк Fe_3O_4 , гематит $Fe_2O_3 \cdot H_2O$, красный железняк Fe_2O_3 , которые служат сырьем для промышленного получения железа. Этот процесс можно разбить на три стадии: 1) восстановление окисленных руд до металла (производство чугуна); 2) окисление и удаление вредных примесей (производство стали); 3) добавление компонентов, необходимых для получения специальных сталей (легирование стали). Выплавка чугуна производится в доменных печах, куда вместе с рудой загружают кокс и флюсы. Необходимо знать назначение этих материалов. Кокс, с одной стороны, — топливо, а с другой — служит источником оксида углерода (II), который является восстановителем. Флюсы нужны для превращения пустой породы, находящейся в руде, в легкоплавкие соединения — шлаки. Изучите устройство доменной печи, химические процессы, протекающие там, температурный режим, порядок загрузки печи шихтой.

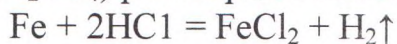
Чугун — это сплав железа с углеродом, в котором содержание углерода колеблется от 1,7 до 4,5%. Чугун, предназначенный для переработки в сталь, называется перекдельным. Необходимо знать три способа получения стали: кислородно-конверторный (бессемеровский), мартеновский и производство стали в электропечах. Сравните недостатки и достоинства этих методов. Легирование стали осуществляют добавкой примесей других металлов (Cr,

Ni, Mn, V, Nb и т. д.) для придания ей особых механических и химических свойств.

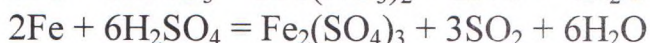
Химические свойства железа зависят от степени его чистоты. Наличие примесей в нем вызывает коррозию железа. Во влажном воздухе его поверхность покрыта ржавчиной, химический состав которой $\text{Fe}(\text{OH})_3$ или $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. При действии водяных паров на раскаленное железо выделяется смешанный оксид железа:



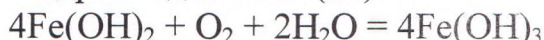
Разбавленные кислоты (HCl , H_2SO_4) растворяют железо:



действии холодных концентрированных азотной и серной кислот железо пассивируется, т. е. покрывается плотной защитной пленкой. При нагревании происходит растворение железа по уравнению реакции



Железо образует два оксида основного характера: FeO и Fe_2O_3 . Известно соединение железа с кислородом промежуточного состава, в котором степень окисления железа равна +2 и +3; Fe_3O_4 ; $\text{Fe}^{+2}\text{Fe}^{+3}_2\text{O}_4$. Оксиду железа (II) соответствует основной гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$. На воздухе он окисляется и переходит в гидроксид железа (III):

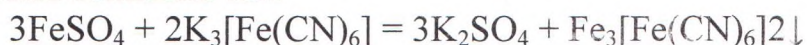


Обратите внимание на то, что $\text{Fe}(\text{OH})_3$ является очень слабым основанием амфотерного характера. Он хорошо растворим в кислотах и в горячих концентрированных растворах щелочей.

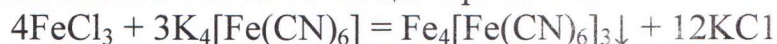
Наличие третьей гидроксильной группы делает связь $\text{Fe} - \text{O}$ соизмеримой по прочности со связью $\text{O} - \text{H}$, поэтому диссоциация становится возможной в двух направлениях:



Нужно знать реакции, характерные для двухвалентного и трехвалентного железа. Так, для солей двухвалентного железа характерна реакция с красной кровяной солью (гексацианоферриат калия) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. При реакции образуется темно-синий осадок турбуллевой сини $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$, по которому распознают соединения двухвалентного железа. Реакция может быть записана так:



Для солей трехвалентного железа характерна реакция с желтой кровяной солью (гексацианоферроат) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. При реакции образуется темно-синий осадок берлинской лазури $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$, по которому узнают соединения трехвалентного железа. Реакция протекает так:



Кобальт и никель с химической точки зрения менее реакционноспособны, чем железо, и более коррозионностойки на воздухе и в

воде.

Особое внимание обратите на применение железа, кобальта, никеля. Эти металлы и их сплавы – основные конструкционные материалы. Мировой расход железа превышает 100 млн. т в год. Изотоп кобальта $^{60}_{27}\text{Co}$ обладает радиоактивными свойствами и используется в медицине. Оксиды кобальта CoO и Co_3O_4 применяются при изготовлении цветных стекол и эмалей. Никель используется для никелирования металлических изделий. Некоторые соли никеля применяются в керамической промышленности в качестве пигментов.

Платиновые металлы образуют группу редких металлов. Это тяжелые тугоплавкие металлы. В электрохимическом ряду напряжений металлов они стоят после водорода. Они обладают низкой химической реакционной способностью, устойчивы к действию многих химических веществ. В природе встречаются как в самородном состоянии, так и в виде соединений. Для платиновых металлов наиболее характерны степени окисления + 2 и +4. Эти элементы широко применяются в качестве катализаторов химических процессов. Вследствие высокой химической инертности платиновые металлы используются для изготовления химической посуды и аппаратуры.

1.5.3. Вопросы для самопроверки

1. Где в периодической системе находятся металлы?
2. Существует ли резкая граница между металлами и неметаллами?
3. Чем объясняется высокая электропроводность металлов?
4. Объясните природу металлической связи.
5. Каковы общие химические свойства металлов?
6. Какие из перечисленных металлов вытесняют водород из кислот: магний, медь, серебро, цинк?
7. Что такое гальванический элемент?
8. В чем заключается явление коррозии?
9. Чем определяется высокая восстановительная способность щелочных металлов?
10. Перечислите способы получения калия и натрия.
11. На чем основана сильная окислительная способность пероксида натрия?
12. Какие соли щелочных металлов подвергаются гидролизу?
13. Почему пероксид натрия применяется в противогазе?
14. Какие элементы относятся к щелочноземельным металлам?
15. Какие соединения кальция имеют наибольшее практическое значение?
16. От чего зависит жесткость воды? Какими методами ее устраняют?
17. Что такое гашеная и негашеная известь?
18. Чем объясняется затвердевание на воздухе известкового раствора?

19. Какие вещества называются ионитами?
20. Как получают металлический алюминий?
21. Почему алюминий не растворяется в воде?
22. Что называется алюминотермией?
23. Какое практическое значение имеет алюминий?
24. Какие аллотропные модификации олова вы знаете?
25. Как получают α -оловянную кислоту?
26. Какие степени окисления характерны для соединений олова?
27. Где применяются ванадий, ниобий и тантал?
28. Какое самое устойчивое соединение хрома вы знаете?
29. Какие свойства проявляют гидроксиды хрома (II) и (III)?
30. Какие соединения хрома являются сильными окислителями?
31. Где применяется хром?
32. До каких продуктов восстанавливается марганец в щелочной, нейтральной и кислой средах?
33. Какие оксиды марганца вы знаете?
34. Какие железные руды имеют промышленное значение?
35. Для чего в доменную печь вводят флюсы?
36. Какой состав имеет чугун?
37. Перечислите способы получения стали. Укажите недостатки и преимущества каждого способа.
38. Почему при переходе от $\text{Fe}(\text{OH})_2$ к $\text{Fe}(\text{OH})_3$ основные свойства уменьшаются?
39. Какие стали называются легированными?
40. Какие реакции характерны для двухвалентного и трехвалентного железа?

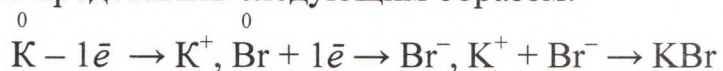
2. Разбор решений типовых задач к контрольной работе

Задача 1. Пользуясь периодической системой, составьте схему строения атома фосфора. Напишите его электронную формулу.

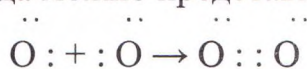
Решение. Порядковый номер фосфора в периодической системе 15. Следовательно, положительный заряд ядра равен + 15, и столько же электронов в атоме фосфора. Поскольку фосфор расположен в третьем периоде, электроны располагаются на трех энергетических уровнях следующим образом: P (+15) $2\bar{e}$, $8\bar{e}$, $5\bar{e}$. Так как фосфор находится в главной подгруппе пятой группы, на последнем энергетическом уровне у него пять валентных электронов. Пользуясь схемой строения атома, можно написать электронную формулу фосфора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

Задача 2. Какой тип связи осуществляется в молекулах: а) KBr; б) O₂; в) CO₂?

Решение: а) Молекула бромида калия построена по типу ионной связи. Ионная связь осуществляется между атомами элементов с резко отличными значениями электроотрицательности, в основном в галогенидах щелочных металлов. Механизм образования ионной связи в бромиде калия можно представить следующим образом:



б) При соединении в молекулы атомов неметаллов чаще всего возникает ковалентная связь. При осуществлении ковалентной связи образуются электронные пары, общие для соединяющихся атомов. Образование молекулы кислорода можно представить схемой



В результате образования молекулы каждый атом кислорода имеет устойчивый восьмиэлектронный уровень, причем четыре электрона (две пары) одинаково принадлежат обоим соединяющимся атомам. В молекуле кислорода связь ковалентная неполярная.

в) Если соединяются атомы неметаллов, обладающих различной электроотрицательностью, возникает ковалентная полярная связь. Молекула диоксида углерода может быть представлена схемой



Связь C – O полярна, причем электронные пары оттянуты к кислороду, так как кислород обладает большей электроотрицательностью, чем углерод.

Задача 3. Приведите примеры веществ, которые диссоциируют с образованием ионов: а) H⁺; б) OH⁻, в) Na⁺.

Р е ш е н и е .

а) Ионы водорода образуются при диссоциации кислот:



б) Гидроксид- ионы образуются при диссоциации щелочей:

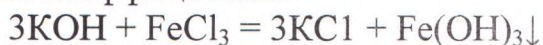


в) Ионы металла образуются при диссоциации солей:

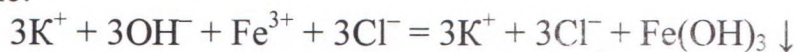


Задача 4. Составьте в молекулярной и ионной формах уравнения реакции взаимодействия растворов гидроксида калия и хлорида железа (III).

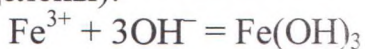
Р е ш е н и е . Пишем уравнение реакции в молекулярной форме, при этом необходимо уравнивать коэффициенты:



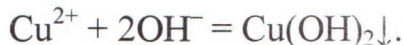
По таблице растворимости находим: гидроксид железа (III) нерастворим, что в уравнении реакции показываем стрелкой. Пишем полное ионное уравнение:



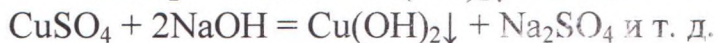
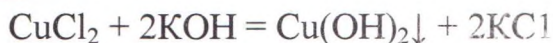
Пишем сокращенное ионное уравнение, исключая те ионы, которые не участвуют в реакции (они выделены):



Задача 5. Составьте молекулярное уравнение по сокращенному ионному уравнению:



Р е ш е н и е . Для составления молекулярных уравнений по данным сокращенным ионным уравнениям необходимо иметь таблицу растворимости электролитов. Ионное уравнение показывает, что для реакции взята растворимая соль меди, которая диссоциирует с образованием ионов Cu^{2+} . Пользуясь таблицей растворимости, находим растворимые соли меди CuCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 . Любая из этих солей может быть использована при составлении молекулярного уравнения. Гидроксид-ионы получают при диссоциации щелочей: KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Исходя из изложенного понятно, что для заданного ионного уравнения можно составить несколько молекулярных уравнений:



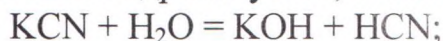
Задача 6. Изменится ли реакция среды, если растворить в воде соли: а) KI ; б) KCN ; в) NH_4Cl ?

Р е ш е н и е .

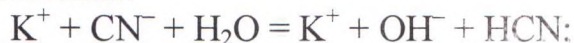
а) KI — соль образована сильным основанием KOH и сильной кислотой

III. При растворении в воде такая соль не гидролизуется, следовательно, реакция среды не изменяется.

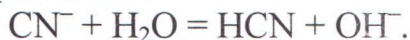
б) KCN – соль образована сильным основанием KOH слабой кислотой HCN, при растворении такая соль гидролизуется, молекулярное уравнение:



полное ионное уравнение:

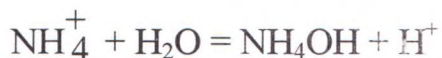
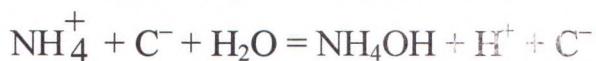
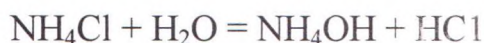


сокращенное ионное уравнение:



В результате гидролиза накопились гидроксид-ионы – среда стала щелочной.

в) NH_4Cl – соль образована слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HCl , при растворении в воде такая соль гидролизуется:



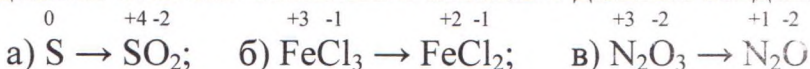
В результате гидролиза накопились H^+ -ионы -- среда стала кислой.

Задача 7. Составьте электронные уравнения для каждого из данных превращений:

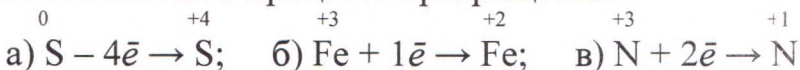


Р е ш е н и е.

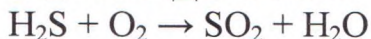
Определяем степени окисления атомов в данных соединениях:



Пишем электронные уравнения для атомов, которые изменяют свою степень окисления в процессе превращения:



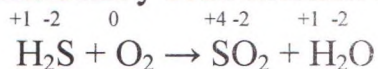
Задача 8. Для окислительно-восстановительной реакции



составьте электронные уравнения, уравнийте коэффициенты, обозначьте окислитель и восстановитель.

Р е ш е н и е.

Расставляем степени окисления у всех элементов:



Выделяем элементы, у которых степень окисления меняется, составляем для них электронные уравнения, находим коэффициенты, обозначаем окислитель и восстановитель:

восстановитель — $2 \mid 4 \mid \overset{-2}{\text{S}} \mid - 6\bar{e} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}$ — процесс окисления;

окислитель — $3 \overset{0}{\text{O}_2} + 4\bar{e} \rightarrow 2\overset{-2}{\text{O}}$ — процесс восстановления.

Пишем окончательное уравнение реакции, проставляем в него найденные коэффициенты: $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Задача 9. Составьте схему электролиза водного раствора MgCl_2 (анод нерастворимый).

Решение.

Поскольку в состав соли входит катион активного металла (Mg^{2+}), на катоде будет выделяться водород:



Общее уравнение:



Задача 10. Определите процентное содержание железа в оксиде железа (III).

Решение.

Определяем молекулярную массу оксида железа Fe_2O_3 : $56 \times 2 + 16 \times 3 = 160$. Определяем содержание железа из пропорции:

в 160 частях Fe_2O_3 содержится 112 частей Fe » 100 » Fe_2O_3 » x » Fe

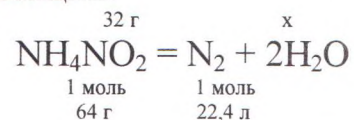
$$, \frac{100 \times 112}{160} = 70$$

О т в е т. В оксиде железа (III) содержится 70% железа.

Задача 11. Какой объем азота (условия нормальные) выделится при разложении 32 г нитрита аммония?

Р е ш е н и е.

Составляем уравнение реакции:



По уравнению реакции видно, что при разложении 1 моля NH_4NO_2 выделяется 1 моль N_2 , который при нормальных условиях занимает объем 22,4 л. Записываем над формулами числовые данные, а под формулами – грамм-молекулярную массу и мольный объем.

$$\frac{32 \times 22,4}{64} = 11,2 \text{ л}$$

О т в е т. При разложении 32 г нитрита аммония выделится 11,2 л азота (н. у.).

Заключение

Содержание учебного пособия во многом определено содержанием дисциплины «Химия», требованиями федеральных государственных образовательных стандартов в объеме, который необходим обучающемуся при сдаче экзамена по данной дисциплине. Познакомившись с рассматриваемыми вопросами по каждой теме, студент может приступить к самостоятельному изучению материала. Использование учебного пособия призвано помочь обучающимся в освоении дисциплины.

Пособие содержит задачи, охватывающие основные темы курса химии для самостоятельного решения. По каждой теме приведен теоретический материал - основные понятия, законы химии, формулы, классификации, свойства.

Пособие поможет при подготовке к экзаменам и адресовано студентам средних специальных учебных заведений и преподавателям.

Список использованных источников

1. Габриелян О.С. Химия. Практикум. – М.: Издательский центр «Академия», 2012. – 304 с.
2. Габриелян О.С. Химия. Учебник для студентов учреждений среднего профессионального образования/Габриелян О.С., Остроумов И.Г., М.: Издательский центр «Академия», 2012. – 336 с.
3. Егоров А.С. Химия для колледжей. – Ростов н/Д: издательство «Феникс», 2012. – 559 с.
4. Ерохин Ю.М. Химия. Задачи и упражнения: учебное пособие. – М.: Издательский центр «Академия», 2012. – 288 с.
5. Ерохин Ю.М. Химия в вопросах и ответах: учебное пособие. – М.: Издательство «Проспект», 2012. – 144 с.
6. Саенко О.Е. Химия для колледжей. – Ростов н/Д: издательство «Феникс», 2012. – 282 с.
7. Тикунова И.В. Химия. Краткий справочник для НПО. – М.: Издательство «Высшая школа», 2008. – 381 с.
8. Хомченко И.Г. Решение задач по химии для средней школы. – М.: Издательство «Новая волна», 2010. – 256 с.

Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

периоды	ряды	группы элементов									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1	H 1 1,00795 водород								He 2 4,002602 гелий	
II	2	Li 3 6,9412 литий	Be 4 9,01218 бериллий	B 5 10,812 бор	C 6 12,0108 углерод	N 7 14,0067 азот	O 8 15,9994 кислород	F 9 18,99840 фтор	Ne 10 20,179 неон		
III	3	Na 11 22,98977 натрий	Mg 12 24,305 магний	Al 13 26,98154 алюминий	Si 14 28,086 кремний	P 15 30,97376 фосфор	S 16 32,06 сера	Cl 17 35,453 хлор	Ar 18 39,948 аргон		
IV	4	K 19 39,0983 калий	Ca 20 40,08 кальций	Sc 21 44,9559 скандий	Ti 22 47,90 титан	V 23 50,9415 ванадий	Cr 24 51,996 хром	Mn 25 54,9380 марганец	Fe 26 55,847 железо	Co 27 58,9332 кобальт	Ni 28 58,70 никель
		Cu 29 63,546 медь	Zn 30 65,38 цинк	Ga 31 69,72 галлий	Ge 32 72,59 германий	As 33 74,9216 мышьяк	Se 34 78,96 селен	Br 35 79,904 бром	Kr 36 83,80 криптон		
V	5	Rb 37 85,4678 рубидий	Sr 38 87,62 стронций	Y 39 88,9059 иттрий	Zr 40 91,22 цирконий	Nb 41 92,9064 ниобий	Mo 42 95,94 молибден	Tc 43 98,9062 технеций	Ru 44 101,07 рутений	Rh 45 102,9055 родий	Pd 46 106,4 палладий
		Ag 47 107,868 серебро	Cd 48 112,41 кадмий	In 49 114,82 индий	Sn 50 118,69 олово	Sb 51 121,75 сурьма	Te 52 127,60 теллур	I 53 126,9045 йод	Xe 54 131,30 ксенон		
VI	6	Ce 55 142,9054 церий	Pr 56 140,9076 приманий	La 57 138,9055 лантан	Hf 72 178,49 гафний	Ta 73 180,9479 тантал	W 74 183,85 вольфрам	Re 75 186,207 рений	Os 76 190,2 осмий	Ir 77 192,22 иридий	Pt 78 195,09 платина
		Au 79 196,9665 золото	Hg 80 200,59 ртуть	Tl 81 204,37 таллий	Pb 82 207,2 свинец	Bi 83 208,9 висмут	Po 84 209 полоний	At 85 210 астат	Rn 86 222 радон		
VII	7	Fr 87 223 франций	Ra 88 226,0 радий	Ac 89 227 актиний	Rf 104 261 резерфордий	Db 105 262 дубний	Sg 106 266 сигборгий	Bh 107 269 борий	Hs 108 269 хассий	Mt 109 268 мейтнерий	Ds 110 271 дармштадтий
		Rg 111 272 рентгений	112 285		114 289						

Приложение № 1

Таблица растворимости некоторых неорганических соединений

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

Условные обозначения:

Р вещество хорошо растворимо в воде

М малорастворимо

Н практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах

РК нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах

НК нерастворимо ни в воде, ни в кислотах

Г полностью гидролизует при растворении и не существует в контакте с водой

- вещество вообще не существует