И.АСКАРОВ, К.ГАПИРОВ, Н.ТУХТАБАЕВ

ХИМИЯ 9

Рекомендован Министерством народного образования Республики Узбекистан в качестве учебника для 9 класса школ общего среднего образования

Издание четвертое переработанное

ТАШКЕНТ
«O‘ZBEKISTON»
2019

http:eduportal.uz

УДК: 54(075.3)
ББК 24.1я72

Аскаров, И.Р.
Химия: Учебник для 9 класса школ общего среднего образования /И.Р.Аскаров, Н.Х.Тухтабаев, К.Г.Гопиров; 4-издание. – Ташкент: ИПТД «O‘zbekiston», 2019.– 208 с.

I. 1,2. Соавтор.

ISBN 978-9943-25-723-8 УДК: 54(075.3)
ББК 24.1я72

Рецензенты:

А.К.Абдушукуров – доктор химических наук, профессор Национального университета Узбекистана имени Мирзо Улугбека;
Ш.М.Миркамилов – доктор химических наук, профессор Ташкентского государственного педагогического университета имени Низами;
Ш.А.Кадырова – доктор химических наук, профессор Национального университета Узбекистана имени Мирзо Улугбека;
Ш.Ганиева – преподаватель химии школы №104 Сергелийского района г. Ташкента;
Е.Ш.Саттарова – преподаватель химии школы №233 Алмазарского района г. Ташкента;
Ш. Гопиров – преподаватель химии высшей категории школы №44 Шахриханского района Андижанской области;
Д. Ачилов – преподаватель химии школы №21 Кермининского района Навоийской области.

Издано за счет средств Республиканского целевого книжного фонда.

ISBN 978-9943-25-723-8

© Аскаров И.Р. и др., 2019.
© ИПТД«O‘zbekiston», 2019.

http:eduportal.uz

ВВЕДЕНИЕ

Из истории известно, что люди издавна были знакомы с химическими веществами и явлениями. В период становления химии как науки в развитие представлений и исследований наряду с зарубежными учеными внесли достойный вклад среднеазиатские ученые.

Имеются сведения о том, что народы, проживавшие на территории современного Узбекистана, добывали руду, плавили железо, отливали чугун, изготовляли стекло и глиняную посуду, широко пользовались бумагой, украшениями, изготовленными с применением химических веществ, ртутью и ее соединениями, эфирными маслами и сурьмой, необходимыми для парфюмерных изделий, лекарствами, приготовленными из растений. Бумагу получали из коры деревьев, кенафа и других материалов. Таким путем в 751 году в Самарканде было налажено производство бумаги.

Древнегреческий ученый-энциклопедист **Гиппократ** (460–377 гг. до н.э.) оставил ценные сведения о получении лекарственных средств из растений, животных и природных материалов.

Джабир ибн Хайом (Габер) (721–813 гг.) (описавший способы получения серной, азотной кислот и царской водки) открыл нашатырный спирт и изучил его свойства, предложил способ приготовления белил, изучил способы очистки уксусной кислоты путем возгонки. В своей книге «Етмиш китоб» он оставил много сведений о металлах и минералах.

Уроженец Ферганы ученый-энциклопедист **Ахмад аль-Фергани** (Альфраганус) (797–865 гг.) – автор одного из первых трудов по химии «Китоб амал ар-рахомат» – предложил состав редкого сплава, из которого был изготовлен всемирно известный ниломер (прибор для измерения уровня воды в реке Нил), не поддающийся воздействию воды на протяжении более тысячи лет.

Большой вклад в развитие химии и медицины внес **Абу Бакр Мухаммад ибн Закария ар-Рази** (Разес) (865–925 гг.). Он первым классифицировал химические вещества и оставил

http://eduportal.uz

ценные рекомендации по лечению различных заболеваний растениями.

Научные труды **Абу Насра Фароби** (873–950 гг.) послужили толчком для разработки им многих методов практической химии.

Среднеазиатский ученый-энциклопедист **Абу Райхан Беруни** (973–1048 гг.) в своем труде «Минералогия» описал свойства изученных им горных пород, минералов, металлов, сплавов, их производных и многих других соединений на их основе. В книге «Китоб ас-сайдана» он высказывал свои суждения о минеральных лекарствах.

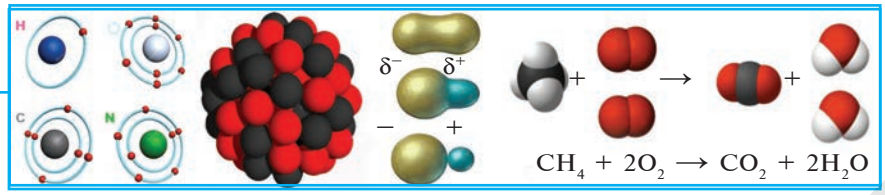
Одним из видных химиков средневековья был **Абу Али ибн Сина** (Авиценна) (980–1037 гг.). В своих трудах «Рисолат ал-иксир», «Китоб аш-шифо», «Тиб конуни» («Канон врачебной науки») он привел ценные сведения об использовании в практической медицине многих кислот, щелочей, лекарственных веществ.

Последователи наших великих соотечественников узбекские ученые-химики, химики-технологи О.С.Садыков, С.Ю.Юнусов, Х.Р.Рустамов, Х.У.Усманов, М.Н.Набиев, М.А.Аскаров, Х.Н. Арипов, Н.А.Парпиев, К.С.Ахмедов, З.С.Салимов, Н.Р.Юсупбеков, А.А.Абдувахабов, С.Ш.Рашидова, Ш.И.Салихов, С.И.Искандаров, Ю.Т.Ташпулатов, С.С.Негматов, Б.М.Беглов, Т.М.Миркамилов, А.Г.Махсумов, А.И.Глушенкова внесли и продолжают вносить весомый вклад в развитие химической науки.

Основанная в 1997 г. узбекскими учеными-химиками И.Р.Аскаровым и Т.Т.Рискиевым специальность «Классификация и сертификация товаров на основе химического состава» введена в систему химических наук. В 2017 г. она усовершенствована И.Р.Аскаровым в качестве “Химии товаров” и утверждена АКУз.

http://eduportal.uz

ГЛАВА I



ПОВТОРЕНИЕ НАИБОЛЕЕ ВАЖНЫХ ТЕМ КУРСА ХИМИИ 8 КЛАССА

Дорогие учащиеся! Для продолжения изучения предмета химии в 9 классе вам необходимо повторить знания, полученные на уроках химии в 8 классе.

§ 1 Периодическая таблица элементов и периодический закон

В процессе изучения неорганической химии вы ознакомились с историей открытия периодического закона и создания периодической таблицы химических элементов.

- ***В конце IX и начале X веков Абу ар-Рази классифицировал вещества на основе их растительного, животного и минерального происхождения.***
- ***В 1620 году А. Сала классифицировал растворители как водные, кислотные и масляные.***
- ***В 1718 году Е. Жоффруа составил таблицу сходства веществ.***
- ***В XVIII веке было известно около 30 элементов.***
- ***В XIX веке стало известно более 60 элементов.***
- ***Немецкие ученые И. Деберейнер (1829) и Ю. Мейер (1864), английские ученые У. Одлинг и Дж. Ньюлэндс (1863), французские ученые Дж. Дюма и А. Шанкуртуа (1862) и др. пытались систематизировать химические элементы.***
- ***В 1869 году проблему систематизации успешно решил русский ученый Д.И.Менделеев.***

Д.И.Менделеев первоначально сформулировал периодический закон так: **Свойства простых веществ, а также форма и свойства соединений элементов находятся в**

http://eduportal.uz

периодической зависимости от величины их атомных весов. Впоследствии с углублением знаний и расширением представлений о строении атома была предложена следующая новая формулировка периодического закона:

Свойства химических элементов и образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов этих элементов.

Периодический закон – закон природы, который отражает все связи, существующие в природе.

На основе периодического закона появилась периодическая таблица элементов. Если в первоначальном варианте (1 марта 1869 г.) периодическая таблица включала 63 элемента, то в ее современном варианте – 118 элементов.

Порядок расположения элементов в периодической таблице обусловлен периодичностью изменения их физических и химических свойств. Под **периодичностью** понимается повторяемость свойств через определенный интервал. Например, в таблице щелочные металлы, галогены и инертные газы располагаются через интервал (период), состоящий из 8 или 18 элементов. Такой порядок изменения свойств связан с заполнением электронных оболочек (слоев) атомов.

Периодическая таблица и периодический закон химических элементов с точки зрения строения атома

Открыт периодический закон и составлена периодическая таблица. Однако Д.И.Менделеев не смог объяснить сходство и различия свойств элементов, причину периодичности изменений.

В XIX веке считалось, что атом — это неделимая частица, которая в химических реакциях не подвергается изменениям. Эти представления изменились благодаря открытиям, сделанным в конце XIX и начале XX веков.

- ***Открытие рентгеновских лучей названных X – лучами (немецкий ученый В. Рентген, 1895 г.).***
- ***Открытие радиоактивности (французский ученый А. Беккерель, 1896 г.).***

http://eduportal.uz

- ***Открытие электрона (английский ученый Дж.Томсон, 1897 г.).***
- ***Равенство заряда ядра элемента его порядковому номеру в периодической таблице (английский ученый Д.Мозли, 1913 г.).***
- ***Создание протонно-нейтронной теории строения атомного ядра (русские ученые Д.Д.Иваненко и Е.Н.Гапон, а также немецкий ученый В. Гейзенберг, 1932 г.).***

Местоположение химического элемента в периодической таблице зависит от строения и свойств его атома.

Изучение радиоактивности (М.Склодовская-Кюри, П.Кюри, Э.Резерфорд) показало, что атом химического элемента является сложной системой. Атом состоит из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него электронов (электрон ($\bar{e}$) имеет массу, равную $9{,}1 \cdot 10^{-31}$ кг, и отрицательный заряд, равный $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ Кл). Совокупность электронов в атоме называется **электронной оболочкой** (электронным слоем). Атом – электронейтральная частица, следовательно, число электронов на электронной оболочке равно заряду ядра или порядковому номеру (Z) элемента в периодической таблице.

Согласно протонно-нейтронной теории, ядро атома состоит из протонов и нейтронов (протон (p) – частица, имеющая массу 1 а.е.м. и заряд +1; нейтрон (n) – электронейтральная частица, имеющая массу, близкую к массе протона).

Заряд ядра определяется числом протонов, входящих в его состав, следовательно, число протонов атомного ядра равно порядковому номеру элемента в периодической таблице.

Абсолютная масса атома (A) равна сумме масс всех частиц, входящих в состав атома:

A = масса протонов + масса нейтронов + масса электронов.

Так как масса электронов очень мала, можно считать, что масса атома состоит только из массы протонов и нейтронов. Относительная атомная масса A_r элемента равна:

A_r = Z (число протонов, порядковый номер) + N (число нейтронов).

http://eduportal.uz

Число нейтронов в ядре атома равно разности между относительной атомной массой элемента и его порядковым номером: $N = A_r - Z$.

Таким образом, по местоположению элемента в периодической таблице можно определить состав его атома (табл. 1).

Таблица 1

Область атома, где может располагаться частица	Частица				
	название	символ (число в левом нижнем углу – заряд)	масса. а.е.м	заряд	число в атоме
Ядро	Протон	${}^{1}_{1}p$	1	+1	Z
	Нейтрон	${}^{1}_{0}n$	1		$A_r - Z$
Электронная оболочка	Электрон	$\bar{e}$	1/1836,1	-1	Z

Как видно, в состав атома входят положительно и отрицательно заряженные частицы – протоны и электроны, т.е. атом состоит из совокупности частиц с противоположными свойствами.

Протоны, нейтроны и электроны являются элементарными частицами, наряду с ними в настоящее время известно множество частиц с различными свойствами (массой, зарядом и др.). Хотя мы их не видим, существование их доказано экспериментальными данными ученых. Элементарные частицы, как и атомы и молекулы, являются разновидностью материи.

Как показало изучение строения атома, элементы в периодической таблице располагаются в определенном порядке в соответствии со строением электронных оболочек атомов.

В невозбужденном состоянии электронное строение атома определяется числом электронов в нем. При этом электроны занимают орбиты с минимальной энергией. Число электронов равно заряду ядра. Таким образом, именно заряд ядра определяет электронное строение атома и вместе с тем свойства элемента. Из этого вытекает следующая формулировка периодического закона.

http://eduportal.uz

Свойства химических элементов и образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер этих элементов.

Количество электронных слоев у атома любого элемента равно номеру периода, в котором расположен этот элемент. Водород H и гелий He имеют один электронный слой и расположены в первом периоде; атомы элементов лития Li, бериллия Be, бора B, углерода C, азота N, кислорода O, фтора F и неона Ne имеют два электронных слоя и расположены во втором периоде и т.д. Атомы элементов не могут иметь на внешнем электронном слое более восьми электронов, и в периодической таблице имеется восемь групп. Каждая группа подразделяется на основную и побочную подгруппы. Число электронов на внешнем электронном слое атомов основной подгруппы (кроме He) равно номеру группы.

1. Начало периода соответствует возникновению нового энергетического уровня. Каждый период начинается с щелочного металла и оканчивается инертным газом. Внешний уровень атомов этих элементов (кроме гелия) содержит восемь электронов и обозначается символами ns^2np^6 *(где n – число электронных слоев).*

2. Элементы основной и побочной подгрупп различаются завершаемостью энергетических уровней. У всех элементов основных подгрупп заполняется или внешний s-подуровень (s-элементы первой и второй групп), или внешний p-подуровень (p-элементы третьей и восьмой групп). В первой побочной подгруппе, состоящей из трех декад (Sc–Zn, Y–Cd, La– Hg), *завершается заполнение внутреннего d-подуровня, и поэтому эти элементы называются d-элементами. Во второй побочной подгруппе лантаноидов и актиноидов заполняется f-подуровень, расположенный еще глубже, поэтому эти элементы называются f-элементами.*

Таким образом, электронное строение атома не только объясняет строение периодической таблицы на основе количества групп, основных и побочных подгрупп, числа элементов

http://eduportal.uz

в группах и периодах, но и расположение в периодической таблице таких элементов, как калий и аргон, кобальт и никель, теллур и йод (см. строение их атомов) и др.

Изменение свойств элементов в периодах и группах

Электронная теория строения атома объясняет изменение свойств элементов исходя из взаимосвязи их атомного строения и места в периодической таблице. Согласно этой теории, в основе химических реакций лежат электронные взаимоотношения – процессы перестройки электронных уровней атомов. В указанных процессах участвуют в основном электроны внешнего электронного слоя (валентные электроны). Так, строение внешнего электронного слоя атома углерода имеет вид s^2p^2, а в возбужденном состоянии – s^1p^3.

Максимально заполненные слои бывают самыми устойчивыми. Такие электронные слои называются ***завершенными*** и имеют s^2p^6 (8 электронов) электронную конфигурацию (кроме He). Поэтому инертные газы с трудом вступают в реакцию.

Во внешних электронных слоях атомов металлов обычно содержится до четырех электронов, которые слабо связаны с ядром. Вступая в химические реакции, атомы теряют валентные электроны. Щелочные металлы, по сравнению с другими металлами, обладают сильно выраженными металлическими свойствами, так как они легче, чем другие металлы, теряют валентные электроны. Для сравнения металлических свойств элементов обычно используется специальная величина – энергия ионизации (I).

Энергия ионизации – это количество энергии, необходимое для отделения электрона от атома.

Энергия ионизации выражается отношением электронвольта к атому (эВ). Энергия ионизации атомов находится в периодической зависимости от порядкового номера элемента.

Во внешнем электронном слое атомов неметаллов имеется четыре и более электрона, тесно связанных с ядром. Вступая в

http://eduportal.uz

химические реакции, атомы неметаллов обычно присоединяют электроны. Для сравнения неметаллических свойств элементов используется специальная величина – сродство к электрону (E).

Сродство к электрону – это количество энергии, которая выделяется или поглощается в результате присоединения одного электрона к нейтральному атому.

Сродство к электрону измеряется отношением электронвольта к атому (эВ/атом). Самой большой величиной сродства к электрону обладают типичные неметаллы – элементы основной подгруппы седьмой группы (F, Cl, Br, I).

Рассмотрим изменение химических свойств в зависимости от строения атома на примере элементов одного, например третьего, периода. Атом каждого элемента этого периода имеет три электронных слоя *K, L* и *M*, при этом строение электронных слоев *K* и *L* для всех элементов данного периода одинаково, и различаются они лишь строением внешнего слоя *M* (табл. 2).

Таблица 2

Элемент	Группа	Заряд ядра	Электронная конфигурация	Радиус атома, нм	Энергия ионизации, эВ	Сродство электрону, эВ
Na	I	+11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	0,189	5,14	0,47
Mg	II	+12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	0,269	7,64	0,32
Al	III	+13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	0,143	5,98	0,52
Si	IV	+14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	0,134	8,15	1,46
P	V	+15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	0,13	10,48	0,77
S	VI	+16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	0,104	10,36	2,15
Cl	VII	+17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	0,099	13,01	3,70

По мере увеличения заряда ядра атомов элементов в периодах радиус атома уменьшается, число электронов во внешнем электронном слое увеличивается. В результате усиливается притяжение к ядру электронов внешнего электронного слоя, возрастают энергия ионизации и сродство к электрону. Поэтому к концу периода металлические свойства элементов ослабевают, а неметаллические – усиливаются.

http://eduportal.uz

Действительно, третий период начинается с типичного щелочного металла – натрия. За ним располагается другой типичный щелочной металл магний, который, однако, обладает меньшими, чем натрий, металлическими свойствами. Следующий металл – алюминий – в некоторых соединениях проявляет неметаллические свойства. У элементов Si, P, S, Cl неметаллические свойства усиливаются от Si к Cl. Хлор – типичный неметалл. Период завершается инертным газом аргоном. Такие изменения химических свойств элементов наблюдаются во всех периодах.

В больших периодах металлические свойства элементов медленно ослабевают относительно элементов малых периодов, а неметаллические свойства постепенно усиливаются.

Рассмотрим изменение химических свойств и строения атомов элементов основной подгруппы на примере элементов первой группы А (табл. 3).

Таблица 3

Элемент	Период	Заряд ядра	Электронная конфигурация	Радиус атома, нм	Энергия ионизации, эВ
H	1	+1	$1s^1$	0,11	13,59
Li	2	+3	$1s^2 2s^1$	0,155	5,39
Na	3	+11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	0,189	5,14
K	4	+19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	0,236	4,34
Rb	5	+37	$...3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	0,248	4,18
Cs	6	+55	$...4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$	0,262	3,89
Fr	7	+87	$...4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$	0,37	3,83

У элементов одной подгруппы строение внешнего электронного слоя атомов одинаковое. Во внешних электронных слоях атомов элементов первой группы А имеется по одному *s*-электрону. Однако с увеличением порядкового номера (заряда ядра) элемента возрастают радиусы атомов и число электронов. Это приводит к ослаблению притяжения внешних электронов к ядру и уменьшению энергии ионизации.

http://eduportal.uz

Поэтому в основных подгруппах с возрастанием порядковых номеров элементов сверху вниз их металлические свойства усиливаются, а неметаллические свойства – ослабевают. Изменение свойств элементов по периодам и группам можно охарактеризовать следующим образом:

1. С возрастанием порядковых номеров (зарядов ядер) элементов в группах их металлические свойства усиливаются, неметаллические свойства ослабевают.

2. С возрастанием порядковых номеров (зарядов ядер) элементов в периодах их металлические свойства ослабевают, неметаллические свойства усиливаются.

Следовательно, самые сильные металлические свойства проявляются у цезия, самые сильные неметаллические свойства – у фтора. С возрастанием зарядов ядер атомов периодически изменяются число электронов во внешнем электронном слое и радиусы атомов.

Ядро атома

Ядро атома состоит из нейтронов и протонов.

Нейтрон – нейтральная частица, обозначаемая буквой *n*. Его относительная масса равна 1 а.е.м.

Протон – положительно заряженная частица, обозначаемая буквой *p*. Его относительная масса 1 а.е.м. Следовательно, ядро атома заряжено положительно, и заряд ядра равен порядковому номеру элемента в периодической таблице.

Строение электронных слоев атомов

Будучи электронейтральной системой, атом состоит в основном из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг ядра отрицательно заряженных электронов. Число протонов в электронейтральном атоме равно числу электронов.

Электроны вращаются вокруг ядра на энергетических уровнях. Энергетические уровни подразделяются на подуровни, подуровни, в свою очередь, на энергетические ячейки.

http://eduportal.uz

1. Энергетический уровень n.

n = 1, 2, 3, 4, 5 ...

K L M N Q ...

Чем меньше значение энергетического уровня, тем больше энергия связывания электронов этого уровня с ядром.

Число электронов любого энергетического уровня определяется по формуле $2n^2$: при $n = 1$: $2 \cdot 1^2 = 2$ электрона; при $n = 2$: $2 \cdot 2^2 = 8$ электронов; при $n = 3$: $2 \cdot 3^2 = 18$ электронов; при $n = 4$: $2 \cdot 4^2 = 32$ электрона.

2. Энергетический подуровень l.

Различается по *s-, p-, d-, f*-электронам, вращающимся вокруг ядра, и определяет энергию подуровневых электронов или форму электронных «облаков». Его значения составляют от 0 до n–1: при $n = 1$ $l = 0$; при $n = 2$ $l = 0,1$; при $n = 3$ $l = 0,1,2...$ (табл. 4).

Связь между n и l *Таблица 4*

Энергетический уровень n	1	2		3			4			
Энергетический подуровень l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3
Буквенное выражение l	*s*	*s*	*p*	*s*	*p*	*d*	*s*	*p*	*d*	*f*
Совместное выражение n и l	*1s*	*2s*	*2p*	*3s*	*3p*	*3d*	*4s*	*4p*	*4d*	*4f*

Число электронов на подуровнях определяется по формуле: $2 \cdot (2l+1)$. *s*-Электроны вращаются вокруг ядра по шарообразной траектории, и на каждом энергетическом уровне (слое) находится по два электрона ($2 \cdot (2 \cdot 0 + 1) = 2$).

p-Электроны вращаются вокруг ядра по осям *x, y* и *z* перпендикулярно, и в каждом слое, начиная со второго, находится до шести электронов ($2 \cdot (2 \cdot 1 + 1) = 6$).

d- и *f*-Электроны вращаются вокруг ядра по более сложной траектории. Начиная с третьего слоя, в каждом слое имеется до 10 *d*-электронов и, начиная с четвертого слоя, в каждом слое имеется до 14 *f*-электронов.

http://eduportal.uz

Химические элементы подразделяются на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы в зависимости от того, на каком энергетическом подуровне вращается последний присоединенный электрон.

Незаполненные ячейки в подуровнях сначала по одному максимально заполняются электронами, затем оставшиеся электроны по порядку спариваются.

Порядок заполнения энергетических уровней и подуровней электронами можно представить следующим образом:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow$
$\rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p.$

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Определите в периодической таблице место элементов со следующей электронной конфигурацией: $[He]2s^2 2p^5$; $[Ne]3s^2 3p^3$.
2. Оксид одного из элементов, заранее предсказанных Д.И.Менделеевым, имеет в своем составе 30,5 % кислорода. Степень окисления элемента, составляющего этот оксид, равна +4. Определите его относительную атомную массу.
3. Элемент, образующий оксид состава EO_3, имеет 5,88 % водорода в составе летучего соединения. Определите место элемента в периодической таблице.
4. Напишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами 15, 33, 51.
5. Напишите электронные формулы ионов Cr^{3+} и Br^-.

§ 2 Виды химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная и металлическая

Электронная теория строения атома объясняет способность атомов соединяться в молекулы, т.е. механизм и природу образования химической связи.

Химическая связь – это взаимодействие двух и более атомов, в результате которого образуются химически

http://eduportal.uz

устойчивые двух- или многоатомные системы (например, молекула или кристалл).

- ***Направленность связи определяет пространственную структуру и форму молекулы.***
- ***Полярность связи определяется асимметрией размещения общей электронной пары вокруг оси связи.***
- ***Кратность связи определяется числом электронных пар, связывающих атомы.***
- ***Длина связи – это равновесное состояние расстояния между ядрами атомов (измеряется в нм).***
- ***Энергия связи равна работе, совершаемой для разрыва связи (измеряется в кДж/моль).***

Образование химической связи представляет собой экзотермический процесс, который сопровождается выделением энергии. Разрыв связи – эндотермический процесс, который сопровождается поглощением энергии.

Основными видами химической связи считаются ковалентная, ионная, металлическая, водородная связи.

- ***Связывание атомов при помощи общих электронных пар называется ковалентной связью.***
- ***Способность атома химического элемента притягивать общую электронную пару, участвующую в связи, называется электроотрицательностью:***

а) ковалентная связь между атомами с одинаковым значением электроотрицательности называется неполярной ковалентной связью (общая электронная пара располагается симметрично между соседними ядрами);

б) ковалентная связь между атомами с различным значением электроотрицательности называется полярной ковалентной связью (общая электронная пара смещается в сторону одного из ядер).

Простые вещества (такие, как H_2, F_2, Cl_2, O_2, N_2) обладают неполярной ковалентной связью, многие сложные вещества (такие, как H_2O, NH_3, HF, SO_2, C_2H_5OH) – полярной ковалентной связью. При нормальных условиях вещества с кова-

http://eduportal.uz

лентной связью могут быть твердыми (парафин, лед), жидкими (вода, спирт) и газообразными (кислород, азот, аммиак).

При образовании соединений из атомов элементов, резко различающихся электроотрицательностью (типичные металлы и типичные неметаллы), общая электронная пара полностью смещается в сторону атома с большей электроотрицательностью. В результате образуются ионы (положительно заряженные катионы и отрицательно заряженные анионы). Например, при горении натрия в хлоре 3*s*-электрон натрия спаривается с 3*p*-электроном хлора, и общая электронная пара полностью смещается в сторону атома хлора, в результате чего образуются катион Na+ и анион Cl^-.

- ***Частицы, образованные в результате присоединения или потери электронов атомами, называются ионами.***
- ***Соединения, образованные из ионов, называются ионными.***
- ***Связь между ионами называется ионной.***

Между ионной и ковалентной связями не существует четкой границы. Ионную связь можно считать предельным состоянием полярной ковалентной связи. Однако, в отличие от ковалентной связи, ионная связь не имеет направленности.

- ***Процесс отдачи электронов называется окислением.***
- ***Процесс присоединения электронов называется восстановлением.***

Например, при взаимодействии натрия и хлора атом натрия отдает электрон и окисляется, образуя катион: $Na - \bar{e} \rightarrow Na^+$. Атом хлора присоединяет электрон и восстанавливается, образуя анион: $Cl + \bar{e} \rightarrow Cl^-$. Металлы основной подгруппы первой и второй групп образуют типичные ионные соединения с неметаллами основной подгруппы седьмой группы.

- ***Ионные соединения при нормальных условиях – это твердые вещества.***

Атом водорода, связанный с атомом элемента с сильной

http://eduportal.uz

электроотрицательностью (фтор, кислород, азот), обладает способностью образовывать еще одну связь с атомом другого элемента с сильной электроотрицательностью. Например, в молекуле воды водород связан с сильно электроотрицательным элементом кислородом посредством полярной ковалентной связи. Общая электронная пара смещена в сторону атома кислорода, атом водорода заряжен положительно, а атом кислорода отрицательно. Положительно заряженный атом водорода одной молекулы воды притягивается отрицательно заряженным атомом кислорода другой молекулы воды, что приводит к образованию связи между двумя атомами кислорода посредством водорода.

- ***Связь между двумя электроотрицательными атомами (неметалла) через атом водорода (точнее через протон) называется водородной.***

Водородная связь характерна для воды, жидкого аммиака, фторида водорода и многих органических соединений.

Металлам свойственны самая низкая энергия ионизации и наличие большого количества подвижных электронов. В структуре кристаллической решетки металла электроны легко отрываются от атомов, в результате чего образуются электронный газ и положительно заряженные ионы металла. Электроны по всему кристаллу считаются общими.

Валентность элементов и степень их окисления

Атом одного элемента может присоединять только определенное число атомов другого элемента.

- ***Валентность – это способность атома элемента присоединять определенное количество атомов другого элемента.***
- ***Валентность элементов определяется числом общих электронных пар, связывающих атом одного элемента с атомом другого элемента.***

Валентность не может быть равна нулю и иметь отрица-

http://eduportal.uz

тельное или положительное значение. Понятие «валентность» целесообразно применять только по отношению к соединениям с ковалентной связью.

Для характеристики состояния атома в соединениях используется понятие, называемое степенью окисления.

- ***Степень окисления – это условный заряд, приобретаемый атомом молекулы при превращении его в ион (т.е. при полном или частичном смещении общей электронной пары в сторону атома с большей электроотрицательностью.***

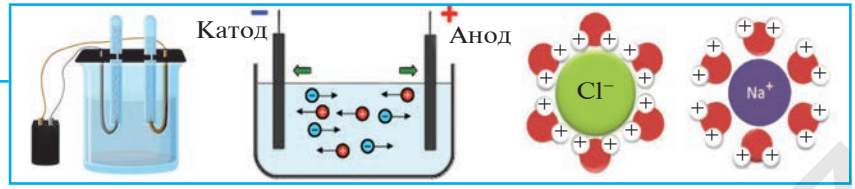
Степень окисления не всегда численно равна валентности.

При определении степени окисления каждого элемента в соединениях необходимо помнить следующее:

- ***Степень окисления атомов в молекулах, состоящих из одинаковых атомов, равна нулю.***
- ***Степень окисления водорода в гидридах металлов равна –1, а во всех других соединениях +1.***
- ***Степень окисления кислорода во многих соединениях равна –2, в соединениях с фтором +2, в пероксидах (Е–О–О–Е) –1.***
- ***Степень окисления фтора во всех соединениях равна –1.***
- ***Степень окисления щелочных металлов во всех соединениях равна +1.***
- ***Степень окисления элементов основной подгруппы второй группы во всех соединениях равна +2.***
- ***Степень окисления атомов простых веществ равна нулю.***
- ***Поскольку алгебраическая сумма степеней окисления всех элементов в соединении равна нулю, с помощью элементов, степень окисления которых известна, можно определить неизвестную степень окисления других элементов этого соединения.***
- ***Многие элементы имеют переменную степень окисления.***
- ***Самая высокая степень окисления равна номеру группы периодической таблицы, в которой расположен этот элемент.***

http://eduportal.uz

ГЛАВА II



ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

§ 3 Электролиты и неэлектролиты

Проводит ли раствор поваренной соли электрический ток? А раствор сахара?

Мы знаем, что металлы обладают способностью проводить электрический ток. Проводят ли электрический ток другие вещества? Для выяснения этого вопроса проведем следующий опыт.

Соберем прибор, изображенный на рис. 1, и поместим его электроды в сухую поваренную соль. Лампочка не загорается. Опустим электроды прибора в дистиллированную воду. При этом также лампочка не загорается. Значит, сухая поваренная соль и дистиллированная вода не проводят электрический ток.

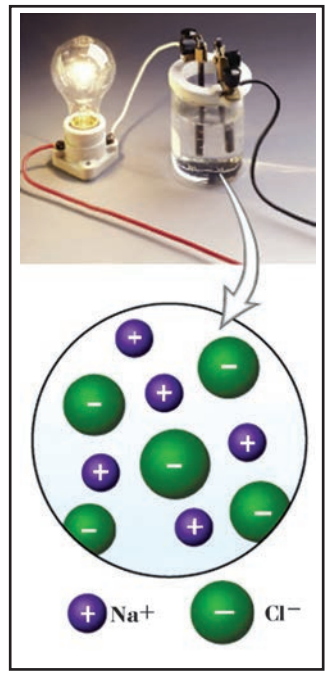


Рис. 1. Прибор для определения электрической проводимости растворов

Теперь опустим электроды прибора в водный раствор поваренной соли. Лампочка загорается. Значит, водный раствор поваренной соли проводит электрический ток. Таким способом можно определить электропроводимость любого вещества.

В зависимости от того, проводят или не проводят вещества электрический ток, они подразделяются на две группы — электролиты и неэлектролиты.

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток,

http:eduportal.uz

называются электролитами. К электролитам относятся водорастворимые кислоты, щелочи и соли.

Вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами. К неэлектролитам относятся вещества с неполярной ковалентной связью, а также метан, углекислый газ, сахар, спирты и дистиллированная вода.

Электролиты проводят электрический ток только в растворенном в воде или расплавленном состоянии. В кристаллическом состоянии они плохо проводят или совсем не проводят электрический ток.

Теория электролитической диссоциации

Почему электролит проводит электрический ток только в водном растворе или в расплаве?

Почему водные растворы или расплавы электролитов проводят электрический ток, а водные растворы неэлектролитов его не проводят? Попытайтесь подробнее ответить на этот вопрос.

Электролиты (соли, кислоты, а также щелочи) при растворении в воде или плавлении распадаются на ионы:

$$KCl \rightleftarrows K^+ + Cl^- \quad \text{или} \quad NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-.$$

Ионы — это положительно заряженные (катионы) или отрицательно заряженные (анионы) частицы. Они могут быть представлены одним атомом или группой из нескольких атомов. Однако атомы и ионы резко отличаются друг от друга. Например, обладающий разъедающим свойством натрий является сильным восстановителем, а хлор, будучи сильным ядом, — окислителем. Поваренная соль, состоящая из ионов натрия и хлора, нам хорошо знакома (табл.5).

Электронное строение атомов и ионов Na и Cl *Таблица 5*

Атом натрия	Ион натрия
Na^0 2) 8) 1) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$	Na^+ 2) 8) $1s^2\,2s^2\,2p^6$
Атом хлора	Ион хлора
Cl^0 2) 8) 7) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$	Cl^- 2) 8) 8) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

http://eduportal.uz

Явление распада электролита на ионы при растворении в воде называется электролитической диссоциацией. Ее можно объяснить следующим образом. Как известно, поваренная соль в твердом состоянии не проводит электрический ток, а при растворении в воде распадается на ионы. Причина в том, что: 1) кристаллы поваренной соли — это соединения с ионной связью, в узлах их кристаллической решетки находятся ионы (рис.2);

2) молекула воды образована за счет полярной ковалентной связи и устроена так, как показано на рис.3;

3) при растворении поваренной соли в воде она диссоциирует по схеме, показанной на рис.4.

Значит, при растворении в воде кристаллы поваренной соли, под воздействием поляризованных молекул воды образуют гидратированные ионы. Атомы водорода и металлов, отдавая электроны, а атомы аммиака, присоединяя протоны за счет своей свободной электронной пары, превращаются в катионы (H^+, Na^+, Zn^{2+}, Al^{3+}, NH_4^+). Кислотные остатки и гидроксильные группы являются анионами. В электрическом поле ионы двигаются так, как показано на рис.5. При пропускании через электролит электрического тока положительно заряженные ионы притягиваются катодом (поэтому их называют катионами), отрицательно заряженные ионы притягиваются анодом (поэтому их называют анионами).

Разбавленные растворы электролитов (солей и кислот) также распадаются на ионы за счет усиления колебательных движений частиц, приводящих к ослаблению связей между ними.

Молекулы кислот сильно поляризованы, поэтому при

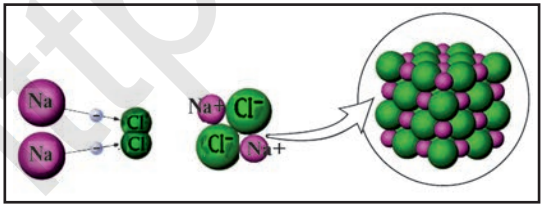


Рис. 2. Строение кристалла поваренной соли

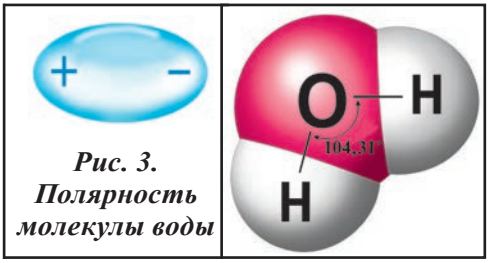


Рис. 3. Полярность молекулы воды

http://eduportal.uz

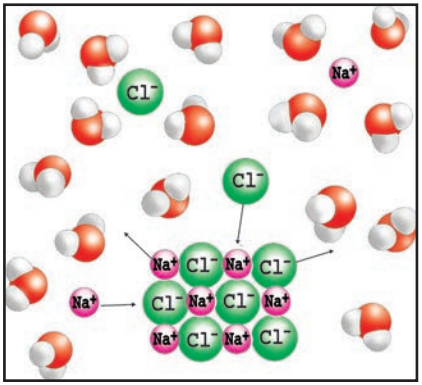


Рис.4. Растворение поваренной соли в воде

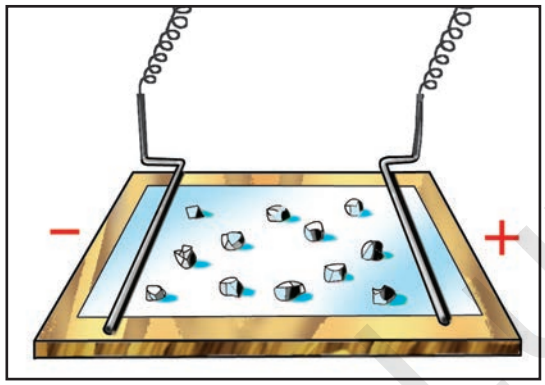


Рис.5. Движение ионов к электрическим полюсам

растворении в воде они также распадаются на ионы, однако в кислотах не происходят явления, которые наблюдаются при растворении в воде солей и щелочей:

При растворении хлорида водорода в воде атом водорода, отдает электрон и переходит в молекулу воды. В результате образуется ион хлора с лишним электроном и ион H_3O^+ (гидроксония) с одним присоединенным протоном (ядро атома водорода). Значит, при растворении в воде HCl, HBr, H_2S, HNO_3, H_2SO_4 и других кислот образуется ион H_3O^+ (гидроксония).

Ион гидроксония образует ионы воды и водорода $H_3O^+ \rightleftarrows H^+ + H_2O$. Как уже известно из предыдущих тем, H_3O^+ – это вещество с донорно-акцепторной связью. Уравнения диссоциации кислот обычно принято записывать в кратком виде: $HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-$; $HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$; $H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$.

Элементы знаний, умений и навыков (ЗУН): электролит, неэлектролит, проверка электропроводимости растворов различных веществ, электролитическая диссоциация, теория электролитической диссоциации, катион, анион, ион, ионные кристаллические решетки, гидроксоний.

http:eduportal.uz

Вопросы и задания

1. На какие ионы распадаются $BaCl_2$, $ZnCl_2$, H_3PO_4, HPO_3, KOH, $Ca(OH)_2$ при растворении в воде?
2. Запишите уравнения диссоциации хлорида аммония, нитрата меди(II), гидроксида калия и азотной кислоты.
3. Чем отличаются друг от друга процессы растворения в воде KCl и H_2SO_4?
4. Чем отличаются друг от друга атом и ион калия?
5. Атом и молекула хлора ядовиты. Почему неядовит ион хлора?
6. 0,1 моля соли $Al_2(SO_4)_3$ растворили в воде. Сколько ионов алюминия и ионов сульфата в этом растворе?
7. Какие вещества называются электролитами?
8. Какие вещества называются неэлектролитами?
9. Какие из приведенных веществ проводят электрический ток: спирт, серная кислота, хлорид серебра, едкий натрий, жидкий кислород, спиртовый раствор йода.
10. Как можно повысить электропроводимость 98 %-ной H_2SO_4?
11. Почему металлический натрий проводит электрический ток?

§ 4 Диссоциация кислот, щелочей и солей

При диссоциации каких веществ образуются ионы водорода?

1. Кислоты. Все водорастворимые кислоты диссоциируют. При этом образуются ион водорода и ион кислотного остатка:

$$HBr \rightleftarrows H^+ + Br^-, \qquad HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-.$$

Диссоциация многоосновных кислот происходит поэтапно:

Первый этап: второй этап:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^-, \qquad HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}.$$

Общие свойства кислот, то есть кислый вкус изменение окраски индикатора, вступление в реакцию с основаниями,

http://eduportal.uz

основными оксидами и солями, объясняется тем, что в результате их диссоциации образуется ион водорода. В соответствии с этим кислоты можно охарактеризовать следующим образом.

Сложные вещества, при диссоциации которых в качестве катиона образуется только ион водорода, а в качестве аниона – кислотный остаток, называются ***кислотами.***

2. Основания. Все водорастворимые основания при диссоциации распадаются на катион металла (а гидроксид аммония – на ион NH_4^+) и анион гидроксида (OH^-):

$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-, \qquad Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2OH^-.$$

Все общие свойства, присущие водорастворимым основаниям — изменение окраски индикатора, взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами и солями, – обусловлены ионами OH^-, образующимися при диссоциации оснований.

Сложные вещества, при диссоциации которых в качестве аниона образуются только ион гидроксида (OH^-), а также катион металла, называются ***основаниями***.

3. Соли. При диссоциации соли распадаются на катион металла (а аммониевые соли – на катион аммония NH_4^+) и на анион кислотного остатка:

$$NaNO_3 \rightleftarrows Na^+ + NO_3^-, \qquad K_2SO_4 \rightleftarrows 2K^+ + SO_4^{2-},$$

$$Al_2(SO_4)_3 \rightleftarrows 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

При диссоциации кислых солей в качестве катиона наряду с ионом металла образуется также ион водорода:

$$NaHSO_4 \rightleftarrows Na^+ + HSO_4^-, \qquad HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}.$$

При диссоциации солей не образуется ион, общий для всех солей, поэтому солям не присущи общие свойства.

Сложные вещества, при диссоциации которых образуются катион металла и анион кислотного остатка (а в кислых солях и катион водорода), называются ***солями.***

Элементы ЗУН: кислоты, щелочи и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации, поэтапная диссоциация.

http://eduportal.uz

Вопросы и задания

1. Что такое ион гидроксония и как он образуется? Какой вид связи присущ этому иону?
2. Запишите уравнение поэтапной диссоциации ортофосфорной кислоты.
3. Объясните общие свойства кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации.
4. Охарактеризуйте основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации.

§ 5 Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации

Почему угольная кислота считается слабым электролитом?

Отношение числа диссоциированных молекул к исходному числу растворенных молекул называется степенью электролитической диссоциации, которая обозначается буквой α (альфа).

Степень диссоциации выражается в единицах от 0 до 1 или от 0 до 100 %. Если степень диссоциации α равна 0,5, то, значит, каждая из двух молекул распалась на ионы. Если α=1, то это означает, что на ионы распались все молекулы.

При выражении степени диссоциации в процентах (%) расщепление на ионы 85 молекул из 100 записывается так: α=85 %.

Степень диссоциации зависит от природы растворителя и растворенного электролита, концентрации раствора и температуры среды. Поэтому степень диссоциации указывается вместе с концентрацией и температурой. Например, степень диссоциации 0,05 М раствора серной кислоты при 18 °С равна 58 %.

- ***Электролиты с относительно высокой степенью диссоциации называются сильными.***

Они диссоциируют на ионы при любых концентрациях растворов. Многие соли ($NaCl$, KNO_3, $Ba(NO_3)_2$, $FeSO_4$), кислоты ($HClO_4$, HNO_3, H_2SO_4, HCl, HBr, HI) и основания ($NaOH$, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$) считаются сильными электролитами.

http://eduportal.uz

Электролиты, разбавленные растворы которых также имеют малые значения, называются слабыми электролитами. Слабые электролитами считаются все органические и некоторые неорганические кислоты (H_2SO_3, $HClO$, H_2S, HNO_2, H_2CO_3, H_2SiO_3, $HClO_2$ и др.), гидроксид аммония, нерастворимые гидроксиды металлов, вода (табл. 6).

Таблица 6

Кислота	Формула		Значение n	Природа электролита
	H_mEO_{n+m}	$E(OH)_mO_n$		
Серная	H_2SO_4	$S(OH)_2O_2$	2	Сильный
Сернистая	H_2SO_3	$S(OH)_2O$	1	Слабый
Азотная	HNO_3	$N(OH)O_2$	2	Сильный
Азотистая	HNO_2	$N(OH)O$	1	Слабый
Угольная	H_2CO_3	$C(OH)_2O$	1	Слабый
Ортофосфорная	H_3PO_4	$P(OH)_3O$	1	Слабый
Хлорноватистая	$HClO$	$Cl(OH)$	0	Слабый
Хлористая	$HClO_2$	$Cl(OH)O$	1	Слабый
Хлорноватая	$HClO_3$	$Cl(OH)O_2$	2	Сильный
Хлорная	$HClO_4$	$Cl(OH)O_3$	3	Сильный

Силу (природу) кислородсодержащих кислот можно определять на основе их общей формулы $E(OH)_mO_n$. При $n<2$ кислота считается слабой, при $n\geq2$ – сильной. Природа кислот в зависимости от числа атомов кислорода, не входящих в состав OH^- -групп, представлена в табл.6. Сравнение природы электролитов по степени их диссоциации приемлемо лишь для растворов одинаковой концентрации, в других случаях этот способ неприемлем. Поэтому для сопоставления природы слабых электролитов используется константа диссоциации. В водных растворах слабые электролиты диссоциируют частично. В растворе между молекулами и ионами слабого электролита возникает равновесие. Например:

$$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-.$$

http://eduportal.uz

Отношение произведения концентраций ионов H^+ и CH_3COO^- к концентрации уксусной кислоты в момент равновесия есть константа диссоциации уксусной кислоты:

$$K_{\text{дисс.}} = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]};$$

здесь K — константа диссоциации;

$[H^+]$ — молярная концентрация ионов водорода;

$[CH_3COO^-]$ — молярная концентрация ионов ацетата;

$[CH_3COOH]$ — концентрация молекул уксусной кислоты.

Константа диссоциации электролита зависит от природы растворителя и растворенного вещества, а также от температуры, но не зависит от концентрации. Константа диссоциации считается количественной характеристикой диссоциации соединений. Чем больше константа диссоциации, тем сильнее диссоциирует электролит.

Вопросы и задания

1. Что такое степень диссоциации?
2. От чего зависит степень диссоциации электролитов?
3. Как можно повысить степень диссоциации раствора электролита?
4. Как можно повысить степень диссоциации раствора слабого электролита?
5. Что означает константа диссоциации?

§ 6 Ионообменные реакции

Какие индикаторы используются для определения среды раствора? Что такое индикатор?

Химические реакции, протекающие в растворах электролитов, называются ионообменными, так как осуществляются при участии ионов, образующихся в результате диссоциации электролита.

При составлении уравнений ионообменных реакций записываются ионные формулы диссоциировавшего сильного электролита, молекулярные формулы слабых электролитов,

http://eduportal.uz

не растворимых в воде осадков, а также выделившихся газообразных веществ.

Ионообменные реакции делятся на три группы.

1. Реакция нейтрализации. Известно, что окраска индикаторов изменяется в зависимости от среды раствора (рис. 6).

При медленном добавлении к кислотному раствору (красного цвета) с лакмусом раствора щелочи окраска раствора изменяется и становится фиолетовой. Это объясняется тем, что среда раствора нейтрализовалась: $HCl + KOH = KCl + H_2O$.

Ионное уравнение реакции имеет вид:

$$H^+ + Cl^- + K^+ + OH^- = K^+ + Cl^- + H_2O.$$

Краткое ионное уравнение реакции имеет вид:

$$H^+ + OH^- = H_2O.$$

Рис. 6. Изменение цвета индикатора в зависимости от среды раствора

Итак, сущность реакции нейтрализации состоит в том, что при связывании ионов H^+, создающих кислотную среду, с ионами OH^-, создающими щелочную среду, образуется вода. Вода — не электролит, она почти не расщепляется на ионы.

2. Реакции, протекающие с образованием осадка. Если один из продуктов реакции является не растворимым в воде веществом, то реакция идет до конца. Например,

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = 2NaCl + BaSO_4\downarrow.$$

Образовавшийся в результате реакции сульфат бария не растворяется в воде и не распадается на ионы.

Ионное уравнение реакции имеет вид:

http://eduportal.uz

$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + 2Cl^- + BaSO_4\downarrow.$$

Ионы бария и сульфата, образовавшиеся при диссоциации электролитов, связываясь друг с другом, образуют осадок ($BaSO_4$).

Краткое ионное уравнение реакции записывается в виде:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.$$

Составьте уравнения реакций между растворами $Ba(NO_3)_2$ и K_2SO_4. Обратите внимание на их ионное уравнение.

3. Реакции, протекающие с образованием газообразного вещества. Если один из продуктов реакции, протекающей между растворами электролитов, является газообразным веществом, то реакция также идет до конца. Например,

$$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S\uparrow.$$

Ионное уравнение реакции имеет вид:

$$2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = 2Na^+ + 2Cl^- + H_2S\uparrow.$$

Краткое ионное уравнение: $S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow.$

Значит, сущность реакции состоит в том, что при связывании ионов H^+ и S^{2-} образуется не растворимый в воде газ H_2S (табл. 7).

Запишите молекулярное, ионное и краткое ионное уравнения реакции между растворами хлорида аммония и едкого натрия. Сопоставьте краткие ионные уравнения этой и предыдущей реакций.

Специфические свойства ионов *Таблица 7*

Ион в растворе	Ион в реактиве	Наблюдаемый показатель
H^+	Индикатор	Цвет изменяется
OH^-	Индикатор	Цвет изменяется
Na^+	-	Окрашивает пламя в желтый цвет
K^+	-	Окрашивает пламя в фиолетовый цвет

http://eduportal.uz

Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Белый осадок
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок
NH_4^+	OH^-	Газ с острым запахом аммиака
Cu^{2+}	OH^-	Синий осадок
Zn^{2+}	OH^-	Белый осадок. При избытке OH^- растворяется
Fe^{2+}	OH^-	Светло-зеленый осадок. Со временем становится бурым
Fe^{3+}	OH^-	Осадок бурого цвета
Al^{3+}	OH^-	Белый осадок. При избытке OH^- растворяется
Cl^-	Ag^+	Белый пористый осадок. Со временем темнеет
Br^-	Ag^+	Светло-желтый осадок
I^-	Ag^+	Желтый осадок
SO_3^{2-}	H^+	Выделяется SO_2 с острым запахом
CO_3^{2-}	H^+	Выделяется газ CO_2, загрязняющий известковую воду
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок
PO_4^{3-}	Ag^+	Желтый осадок
S^{2-}	Pb^{2+}	Черный осадок – PbS

Элементы ЗУН: специфические свойства ионов, условия протекания до конца реакций между растворами электролитов.

Вопросы и задания

1. Почему реакции нейтрализации идут до конца? Обоснуйте свой ответ примерами.

2. Приведите примеры реакций, происходящих с образованием осадка. Запишите уравнения реакций в молекулярном, ионном и кратком ионном виде.

http://eduportal.uz

3. Одна из причин протекания реакций между растворами электролитов до конца — образование газообразного вещества. Приведите примеры реакций обмена, в которых одним из продуктов является газообразное вещество. Запишите уравнения реакций.

4. Запишите молекулярные, ионные и краткие ионные уравнения следующих химических реакций и объясните причины протекания их до конца:

а) $Pb(NO_3)_2 + NaCl \rightarrow$; б) $Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$;

в) $KOH + +HNO_3 \rightarrow$; г) $CuSO_4 + NaOH \rightarrow$; д) $KCl + AgNO_3 \rightarrow$.

§ 7 Гидролиз солей

Происходят ли химические реакции при растворении солей в воде?

Вода считается очень слабым электролитом, и ее степень диссоциации равна $\alpha = 10^{-9}$. Но тем не менее она незначительно, но расщепляется на ионы: $H_2O = H^+ + OH^-$. Концентрация ионов H^+ и OH^- в чистой воде одинаковая: $[H^+] = [OH^-]$. Среда, содержащая равные количества ионов H^+ и OH^-, является нейтральной. Среда с избыточным количеством ионов H^+ считается кислотной, а среда с избыточным количеством ионов OH^- — щелочной.

Водные растворы некоторых солей изменяют цвет индикатора. Значит, химическая реакция состоялась (табл.8).

Отношение водных растворов некоторых солей к индикаторам *Таблица 8*

Растворы солей	Влияние растворов солей на индикаторы		
	лакмус	фенолфталеин	метилоранж
Нитрат калия	**Фиолетовый**	Бесцветный	Темно-желтый
Нитрат алюминия	Красный	Бесцветный	Розовый
Карбонат натрия	Синий	Темно-красный	Желтый

http://eduportal.uz

При изучении ионообменных реакций вы узнали, почему реакции растворов электролитов идут до конца и при связывании ионов в растворе образуются недиссоциирующие вещества. Рассмотрим теперь причины изменений, представленных в табл.8.

1. Водный раствор нитрата калия не изменяет цвет индикатора: $KNO_3 + H_2O \rightleftarrows K^+ + NO_3^- + H_2O$, ($H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$).

Ион K^+ образует с ионом OH^-, возникшим в результате, хотя и незначительной, диссоциации воды, вещество KOH, которое, будучи сильным электролитом, полностью распадается на ионы: $KOH \rightleftarrows K^+ + OH^-$. HNO_3, образовавшийся в результате связывания ионов NO_3^- и H^+, также является сильным электролитом, который полностью распадается на ионы: $HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$. Значит, среда растворов солей, образованных ***сильным основанием и сильной кислотой***, является ***нейтральной.*** То есть такие соли не гидролизуются. Слово ***"гидролиз"*** в переводе с греческого означает ***"гидро"*** — вода, ***"лизис"*** — расщепляю.

2. Нитрат алюминия — соль, образованная ***слабым основанием и сильной кислотой***. Такие соли гидролизуются. О гидролизе соли нитрат алюминия можно судить по изменению цвета индикатора:

$$Al(NO_3)_3 + H_2O;$$

$$Al^{3+} + 3NO_3^- + H_2O(H^+ + OH^-) \rightleftarrows AlOH^{2+} + 3NO_3^- + H^+.$$

Ионы OH^-, образующиеся при диссоциации воды, связываясь с ионом Al^{3+}, образуют недиссоциирующий ион $AlOH^{2+}$. В результате в растворе наблюдается избыток ионов H^+, что создает кислотную среду. В этом процессе ион Al^{3+} превращается в ион $AlOH^{2+}$, а $AlOH^{2+}$, присоединяя еще один ион OH^-, превращается в ион $Al(OH)_2^+$. Процесс не продолжается, и образование иона $Al(OH)_3$ не происходит, так как накапливающиеся в растворе ионы H^+ останавливают диссоциацию воды:

http://eduportal.uz

$$Al^{3+} \rightarrow Al(OH)^{2+} \rightarrow Al(OH)_2^+ \rightarrow Al(OH)_3.$$

Для завершения процесса необходимо избавляться от лишних ионов H^+. Среда водных растворов солей, образованных ***слабым основанием и сильной кислотой,*** является ***кислотной***.

3. Карбонат натрия — соль, образованная ***сильным основанием и слабой кислотой***. В водных растворах таких солей также происходят химические процессы. Как видно из табл. 8, изменение окраски индикаторов указывает на то, что среда раствора является ***щелочной***. При растворении в воде солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, анион слабой кислоты, связываясь с ионом H^+, возникшим при диссоциации воды, образует недиссоциирующий ион HCO_3^-:

$$Na_2CO_3 + H_2O;$$

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O(H^+ + OH^-) \rightleftarrows 2Na^+ + HCO_3^- + OH^-.$$

Ион HCO_3^-, связываясь с очередным ионом H^+, должен образовать ион H_2CO_3. Однако этого не происходит ($H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$), так как ионы OH^- в растворе препятствуют диссоциации очередной молекулы воды. Для завершения процесса гидролиза необходимо избавляться от лишних ионов OH^-. При растворении в воде солей, образованных ***сильным основанием и слабой кислотой***, среда раствора является ***щелочной.***

4. Соли, образованные ***слабым основанием*** и ***слабой кислотой***, гидролизуются полностью и образуют слабое основание и слабую кислоту:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow.$$

Среда раствора определяется относительной силой образовавшихся основания и кислоты. Значит, если сильнее основание, среда слабощелочная, если сильнее кислота, среда слабокислотная, если силы основания и кислоты будут равными, то среда раствора будет нейтральной.

Реакции между солями и водой называются ***гидролитическими.***

http://eduportal.uz

Образование слабого электролита в результате взаимодействия с водой ионов, возникших при диссоциации соли, называется ***гидролизом.***

Мы уже знаем, что гидролиз солей зависит от природы солей, концентрации раствора и температуры. Следовательно, соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, подвергаются гидролизу полностью.

С повышением температуры процесс гидролиза солей усиливается, так как при этом равновесие диссоциации воды $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$ смещается вправо. Иногда гидролиз солей, не происходящий при обычных условиях, протекает при высоких температурах. Например, соль $FeCl_3$ гидролизуется в три стадии. В обычных условиях гидролиз этой соли осуществляется только на первой стадии:

$$FeCl_3 + HOH \rightleftarrows HCl + Fe(OH)Cl_2.$$

Однако при кипячении раствора осуществляется и вторая стадия: $Fe(OH)Cl_2 + H_2O \rightleftarrows HCl + Fe(OH)_2Cl$.

При продолжении нагревания происходит и третья стадия гидролиза: $Fe(OH)_2Cl + H_2O \rightleftarrows HCl + Fe(OH)_3\downarrow$.

Степень гидролиза возрастает при разбавлении растворов. Это можно наблюдать на примере гидролиза соли $SbCl_3$:

$$SbCl_3 + 2H_2O \rightleftarrows Sb(OH)_2Cl + 2HCl.$$

Дополнительное разбавление водой раствора этой соли приведет к смещению равновесия диссоциации воды вправо и выпадению осадка $Sb(OH)_2Cl$ (или антимонил-хлорида — $SbOCl$).

Следовательно, для ослабления процесса гидролиза в растворах необходимо сохранять низкую температуру и высокую концентрацию раствора. Кроме того, гидролиз солей можно предупредить путем обеспечения кислотной среды в растворах солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, и щелочной среды в растворах солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой.

http://eduportal.uz

Элементы ЗУН: нейтральная среда, щелочная среда, кислотная среда, гидролиз солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой, гидролиз, слабокислотная и слабощелочная среда.

Вопросы и задания

1. Какие соли гидролизуются? Почему?
2. Можно ли считать гидролиз солей химическим процессом?
3. Запишите уравнения процесса гидролиза следующих солей и определите среду образовавшегося раствора:

   $ZnCl_2$, K_2SO_3, Na_2SO_4.
4. Какая соль и в каком количестве (г) образуется при насыщении 200 г 10 %-ного раствора едкого натрия 11,2 л CO_2? Какой будет среда раствора?
5. Какой будет среда раствора при гидролизе солей Na_2SiO_3 и $FeSO_4$?

Наглядные задачи и примеры

Пример 1. 104 г 5 % -ного раствора хлорида бария смешали с 71 г 10 %-ного раствора сульфата натрия. Сколько граммов сульфата бария выпало в осадок?

Решение. 1. Найдем массу и количество вещества хлорида бария в растворе:

$$m(BaCl_2) = 104 \cdot 0{,}05 = 5{,}2 \text{ г}, \quad n = \frac{m(BaCl_2)}{M(BaCl_2)} = \frac{5{,}2}{208} = 0{,}025 \text{ моля.}$$

2. Теперь найдем массу и количество вещества сульфата натрия в растворе: $m\ (Na_2SO_4) = 71 \cdot 0{,}1 = 7{,}1$ г,

$$n = \frac{m(Na_2SO_4)}{M(Na_2SO_4)} = \frac{7{,}1}{142} = 0{,}05 \text{ моля.}$$

3. Запишем уравнения реакции взаимодействия $BaCl_2$ и Na_2SO_4 и продолжим вычисления:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl.$$

208 г	142 г	233 г	117 г
1 моль	1 моль	1 моль	2 моля

http://eduportal.uz

Согласно уравнению реакции, при взаимодействии 1 моля хлорида бария с 1 молем сульфата натрия в осадок выпадает 1 моль сульфата бария. Молярные соотношения веществ, данные в условии, следующие: 0,025 моля $BaCl_2$, 0,05 моля Na_2SO_4. Значит, в реакции участвует 0,025 моля сульфата натрия, а 0,025 моля остаются в излишке. В результате реакции образуется 0,025 моля осадка $BaSO_4$:

$m(BaSO_4) = 233 \cdot 0{,}025 = 5{,}825$ г.

Ответ: образуется 5,825 г осадка.

► **Пример 2.** Внимательно рассмотрите табл.7. Для определения иона, содержащегося в растворе, воспользуйтесь необходимыми реактивами и запишите молекулярное, ионное и краткое ионное уравнения происходящего процесса. Например, для определения иона Cu^{2+} необходим ион OH^-. В результате выпадает синий осадок $Cu(OH)_2$:

$$Cu(NO_3)_2 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2KNO_3,$$

$$Cu^{2+} + 2NO_3^- + 2K^+ + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow + 2K^+ + 2NO_3^-,$$

$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow.$$

Вы также можете подобрать необходимые реактивы для определения четырех произвольных ионов и записать уравнения протекающих реакций.

► **Пример 3.** Воздействуя на раствор хлорида железа(III) раствором карбоната калия, невозможно получить карбонат железа(III). Почему?

► **Решение.** 1. Хлорид железа(III) – соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой: $FeCl_3 \rightleftarrows Fe^{3+} + 3Cl^-$.

2. Карбонат калия – соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой: $K_2CO_3 \rightleftarrows 2K^+ + CO_3^{2-}$.

3. $Fe_2(CO_3)_3$ — соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой. Водный раствор этой соли полностью гидролизуется. Значит, в растворе не содержится соль $Fe_2(CO_3)_3$:

$$Fe_2(CO_3)_3 + 3H_2O = 2Fe(OH)_3 + 3CO_2\uparrow.$$

4. $2FeCl_3 + 3K_2CO_3 + H_2O = 2Fe(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow + 6KCl.$

http://eduportal.uz

$$2Fe^{3+} + 6Cl^- + 6K^+ + 3CO_3^{2-} + 6H_2O = 2Fe(OH)_3 + 3CO_2\uparrow + 6Cl^- + 6K^+,$$

$$2Fe^{3+} + 3CO_3^{2-} = 2Fe(OH)_2\downarrow + 3CO_2\uparrow.$$

► **Пример 4.** К 50 г 10,6 %-ного раствора карбоната натрия добавили избыточное количество раствора сульфата алюминия. Объясните происшедший процесс. Какой газ и в каком объеме (н.у.) выделился при этом?

► **Решение.** 1. Найдем массу чистой соли Na_2CO_3 в 50 г 10,6 %-ного раствора карбоната натрия:

$m(NaCO_3) = 50 \cdot 0{,}106 = 5{,}3$ г.

2. Запишем уравнения химической реакции:

$$\underset{318\text{ г}}{\overset{5{,}3\text{ г}}{3Na_2CO_3}} + Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3 + \underset{67{,}2\text{ л}}{\overset{x\text{ л}}{3CO_2}} + 3Na_2SO_4.$$

$$\frac{5{,}3}{318} = \frac{x}{67{,}2}; \quad x = \frac{5{,}3 \cdot 67{,}2}{318} = 1{,}12 \text{ л}.$$

Ответ: образуется 1,12 л CO_2.

Объясним ионообменные реакции между солями, взятыми для реакции:

а) Na_2CO_3 — соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой:

$$\underset{\text{сильное основание}}{NaOH} \rightarrow Na_2CO_3 \leftarrow \underset{\text{слабая двуосновная кислота}}{H_2CO_3}.$$

В растворе соли Na_2CO_3 имеется катион натрия и анион карбоната: $Na_2CO_3 \rightleftarrows 2Na^+ + CO_3^{2-}$.

В растворе еще есть вода. Вода — очень слабый электролит:

$$\alpha(H_2O) = 10^{-9}, \quad H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-;$$

б) $Al_2(SO_4)_3$ — соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой:

$$\underset{\text{слабое основание}}{Al(OH)_3} \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \leftarrow \underset{\text{сильная двуосновная кислота}}{H_2SO_4}$$

$$Al_2(SO_4)_3 \rightleftarrows 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

http://eduportal.uz

Содержащаяся в растворе вода, хотя и незначительно, диссоциирует на ионы H^+ и OH^-;

в) при добавлении к раствору карбоната натрия раствора сульфата алюминия между указанными выше ионами происходит химический процесс:

$$6Na^+ + 3CO_3^{2-} + 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-} + 3H_2O[H^+ + OH^-] =$$

$$= 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow + 6Na^+ + 3SO_4^{2-}.$$

Значит, в результате ионообменной реакции образуются осадок гидроксида алюминия и углекислый газ.

Задачи и примеры для самостоятельного решения

1. Какие ионы содержатся в растворах хлорида железа(III), сульфата цинка, едкого натрия, ортофосфорной кислоты?
2. Раствор хлорида в органических растворителях не проводит электрический ток и не воздействует на цинк. Чем объясняются эти явления?
3. Какие ионы содержатся в водном растворе минерала карналлита ($KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$)?
4. Сколько ионов алюминия и сульфата образуется при растворении в воде 1 моля сульфата алюминия?
5. Запишите молекулярные, ионные и краткие ионные уравнения следующих химических реакций:

   $CuCl_2 + NaOH = ...$; $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = ...$;

   $Al(NO_3)_3 + KOH = ...$; $AgNO_3 + AlCl_3 = ...$.
6. Как можно осуществить процесс, выраженный следующим кратким ионным уравнением? $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$.

Тестовые задания по пройденным темам

1. Укажите сильные электролиты среди приведенных растворов.

A) 100 %-ный раствор H_2SO_4; B) раствор азотной кислоты;
C) водный раствор йода; D) водный раствор сахара.

2. Водные растворы каких веществ являются электролитами?

1) KCl; 2) $Al(NO_3)_3$; 3) $BaSO_4$; 4) $AgCl$; 5) $CaCl_2$;

http://eduportal.uz

6) этиловый спирт; 7) углекислый газ; 8) раствор поваренной соли.

A) 1, 2, 3; B) 4, 5, 7, 8; C) 3, 4, 6, 7; D) 1,2,5,8.

3. В раствор H_2SO_4 медленно по каплям залили раствор гидроксида бария. Как изменится электропроводимость образовавшегося раствора?

A) электропроводимость раствора увеличится;

B) электропроводимость раствора будет уменьшаться до нуля, а затем снова начнет увеличиваться;

C) электропроводимость раствора будет увеличиваться и в конце концов уменьшится;

D) цвет раствора изменится, и он не будет электролитом.

4. 0,1 моль $FeCl_3$ полностью растворили в воде. Определите число ионов железа и хлорида в растворе:

A) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ Fe^{3+} и $1{,}806 \cdot 10^{23}$ Cl^-;

B) $0{,}602 \cdot 10^{23}$ Fe^{3+} и $1{,}806 \cdot 10^{23}$ Cl^-;

C) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ Fe^{3+} и $6{,}02 \cdot 10^{23}$ Cl^-;

D) 1000000 Fe^{3+} и 3000000 Cl^-.

5. Какие из приведенных химических реакций протекают до конца? A) $BaCl_2 + K_2SO_4 =$ ...; B) $KCl + HNO_3 =$ ...; C) $CaCO_3 + HNO_3 =$ ...; D) A, C.

6. Определите вещества водные растворы которых хорошо проводят электрический ток и не изменяют окраски лакмуса и фенолфталеина.

A) оксиды; B) щелочи; C) соли; D) кислоты.

7. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу?

A) NaCl; B) $BaSO_4$; C) $CuSO_4$; D) KNO_3.

8. По сколько молей солей хлорида калия и сульфата калия надо взять, чтобы приготовить растворы с одинаковым количеством ионов K^+?

A) одинаковое количество молей от каждой соли;

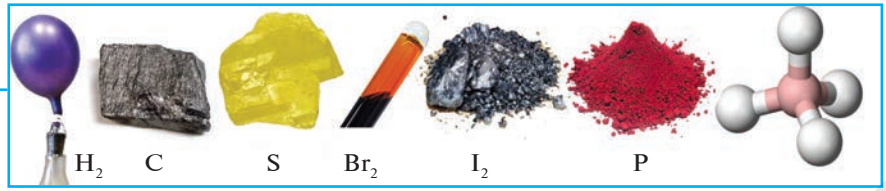
B) 1 моль KCl и 2 моля K_2SO_4;

C) 2 моля KCl и 1 моль K_2SO_4;

D) 2 моля KCl и 3 моля K_2SO_4.

http://eduportal.uz

ГЛАВА III



НЕМЕТАЛЛЫ. ГРУППА УГЛЕРОДА

§ 8 Общая характеристика элементов группы углерода

Какие общие свойства характерны для элементов группы углерода?

- ***В группу углерода входят* C, Si, Ge, Sn, Pb.**
- ***Элементы группы углерода относятся к семейству p-элементов.***
- ***Валентность их равняется II и IV.***
- ***Высшая степень окисления +4.* (CO_2, SiO_2).**
- ***Низшая степень окисления –4.* (CH_4, Mg_2Si).**
- ***Внешний электронный слой атомов элементов группы углерода имеет вид ns^2np^2.***

Элементы группы углерода расположены в основной подгруппе четвертой группы периодической таблицы элементов (*p*-элементы) и на внешнем энергетическом уровне атомов имеют четыре электрона. В периодической таблице они находятся в промежутке между элементами, которые легко присоединяют и легко отдают электроны. В водородных соединениях они проявляют степень окисления –4 (метан CH_4). В кислородных соединениях их высшая степень окисления равна +4 (CO_2, H_2CO_3, SiO_2, H_2SiO_3). Элементы группы углерода (в основном соединения водорода с углеродом и кремнием) не проявляют ни кислотных, ни основных свойств. Это объясняется слабой полярностью углерод-водородных и кремний-водородных связей и неполярностью молекул метана и силана вследствие близких значений электроотрицательности атомов.

http.eduportal.uz

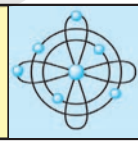
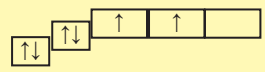
В табл. 9 приводятся некоторые характеристики элементов группы углерода.

Таблица 9

Элемент	Химический символ	Порядковый номер и заряд ядра	Относительная электроотрицательность	Радиус атома, нм	Электронная конфигурация
Углерод	C	6 (+6)	2,5	0,077	$(He)2s^2 2p^2$
Кремний	Si	14 (+14)	1,9	0,134	$(Ne)3s^2 3p^2$
Германий	Ge	32 (+32)	2,01	0,139	$(Ar)3d^{10}4s^2 4p^2$
Олово	Sn	50 (+50)	1,96	0,158	$(Kr)4d^{10}5s^2 5p^2$
Свинец	Pb	82 (+82)	2,33	0,175	$(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^2$

Расположение углерода в периодической таблице, строение его атома

- ***Углерод – основа живой природы.***
- ***Углерод встречается в природе в чистом виде и в виде карбонатсодержащих минералов.***
- ***Алмаз и графит — аллотропические модификации углерода.***
- ***Карбин — искусственная аллотропическая модификация углерода.***

C	6	+6	−6		$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$	

В периодической таблице углерод расположен в основной подгруппе четвертой группы второго периода под порядковым номером 6 и относится к семейству *p*-элементов. Его относительная атомная масса равна 12,011. На внешнем энергетическом уровне атома имеется четыре электрона.

В периодической таблице углерод находится среди эле-

http://eduportal.uz

ментов, атомы которых легко отдают и легко присоединяют электроны. В водородных соединениях (CH_4) углерод четырехвалентен. Степень окисления равна +2 и +4 (CO и CO_2).

C (+6) 2; 4 $1s^2 2s^2 2p^2$				
Алмаз		Графит		Открыты
$T_{пл}$, °C	ρ, г/см^3	$T_{кип}$, °C	ρ, г/см^3	Известны издавна
3550	3,513	3300	2,26	

Сода Na_2CO_3,
магнезит $MgCO_3$,
доломит $CaCO_3 \cdot MgCO_3$,
$CaCO_3$, $BaCO_3$, $FeCO_3$,
алмаз, графит, уголь, органические вещества.

Древесина ⟶ **C** ⟶ CO, CO_2, CH_4, C_2H_2, CS_2, $(CN)_2$, CaC_2, водяной газ

Применение

Получение искусственного алмаза,
в качестве адсорбента,
получение метилового спирта,
получение CaC_2,
изготовление электродов.

В природе углерод встречается в свободном состоянии и в составе соединений. В составе минералов в основном содержится в виде солей угольной кислоты; например, кальцит (известняк) $CaCO_3$ и доломит $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ — соли угольной кислоты. В воздухе углерод встречается в виде углекислого газа — CO_2. Углерод составляет основу живой природы, растительного и животного мира, а также нефти, угля, торфа.

В свободном состоянии углерод встречается в виде ал-

http:eduportal.uz

маза и графита. Это — твердые вещества с атомной кристаллической решеткой. Они различаются строением кристаллической решетки и физическими свойствами.

Рис. 7. Электронное строение алмаза

Алмаз — самое твердое вещество в природе. Чистый алмаз — бесцветное прозрачное вещество с сильным лучепреломляющим свойством и кристаллическим строением. В кристаллах алмаза все атомы углерода находятся на одинаковом расстоянии друг от друга, и каждый атом образует с четырьмя соседними атомами ковалентную связь, направленную к вершинам тетраэдра (рис. 7). Алмаз хорошо проводит тепло, но почти не проводит электрический ток. Ограненные прозрачные кристаллы алмаза называются бриллиантами. Они применяются при изготовлении ювелирных изделий. Технический алмаз получают искусственным путем. В технике алмаз используют для изготовления абразивных материалов, приборов для резки стекла, обработки металлов и других материалов (рис. 8).

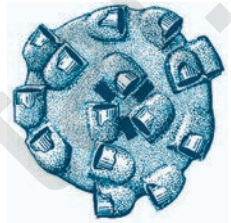


Рис. 8. Алмазный бур

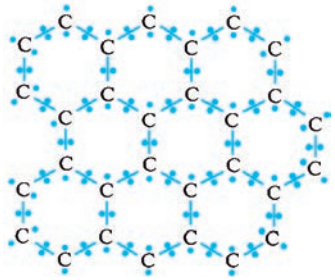


Рис. 9. Электронное строение графита

Графит — темно-серое мягкое кристаллическое вещество с металлическим блеском. Атомы углерода в графите расположены в параллельных плоскостях (рис. 9). Вследствие того, что связь между атомами, расположенными в параллельных плоскостях, слабее, чем между атомами, находящимися на горизонтальной плоскости, графит при по-

http://eduportal.uz

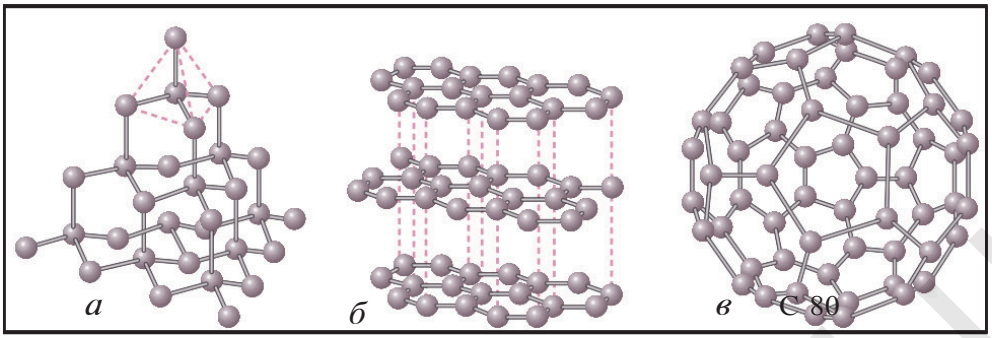


Рис. 10. Кристаллическое строение алмаза (а), графита (б), фуллерена (в)

верхностном трении разъедается. Он применяется для изготовления сухих смазочных материалов, электродов, карандашей. Древесный уголь, кокс, костный уголь, сажа состоят из мелких кристаллов сухого графита.

Карбин — искусственная аллотропическая модификация углерода, в которой атомы образуют линейные цепочки. Карбин бывает двух типов: полиин, где атомы углерода связаны друг с другом чередующейся одинарной и тройной связью: $-C\equiv C-C\equiv C-C\equiv C-C\equiv C-(-C\equiv C-)_n$; полиен, где атомы углерода связаны друг с другом двойной связью: $=C=C=C=C=C=C=C=C=(=C=C=)_n$; по плотности и твердости карбин превосходит графит, но он мягче, чем алмаз. Карбин — химически инертное порошкообразное вещество черного цвета, обладающее полупроводниковым свойством.

Фуллерен – аллотропическая модификация углерода, открытая в конце 80-х годов XX века. Существует в виде икосаэдра, состоящего из 20 шестиугольников и 12 пятиугольников более чем 80 углеродных атомов. Он образуется в небольшом количестве при переходе газообразного углерода в твердое состояние (рис. 10).

Содержащийся в воздухе углекислый газ усваивается растениями в процессе фотосинтеза. При этом образуются органические вещества и выделяется кислород. Углерод, имеющийся в составе растений, переходит в организм животных. Такие полезные ископаемые, как каменный уголь, нефть, природный газ, образовались из остатков растений и живот-

http:eduportal.uz

ных. В результате жизнедеятельности растительного и животного мира, горения угля, нефти, газа, извержения вулканов и выветривания минеральных ископаемых углерод возвращается в атмосферу в виде углекислого газа.

При разложении горных пород иногда образуются основные оксиды, с которыми соединяется углекислый газ воздуха. Это приводит к образованию новых минералов. Так происходит круговорот углерода в природе.

Элементы ЗУН: валентность элементов группы углерода, степень окисления, электронная конфигурация, место углерода в периодической таблице, строение атома, алмаз, графит, карбин, природные соединения углерода.

Вопросы и задания

1. Какова валентность и степень окисления в летучих водородных соединениях элементов группы углерода?
2. Напишите формулы высших оксидов элементов группы углерода.
3. Плотность летучего водородного соединения одного из элементов группы углерода относительно гелия равна 8. Определите формулу этого соединения.
4. Сколько неспаренных электронов имеется у атомов элементов группы углерода?
5. В каком состоянии углерод встречается в природе и в каких целях он используется?
6. Какие свойства алмаза, графита и карбина вы знаете?
7. Что образуется при плавлении графита вместе с железом?
8. Почему алмаз и графит отличаются друг от друга?

§ 9 Физические и химические свойства углерода

Какие важнейшие свойства, присущие углероду, вы знаете?

Распространение в природе. Углерод составляет основу всех живых организмов. Такие полезные ископаемые, как нефть, природный газ, торф, уголь, горючие сланцы, являются различными соединениями углерода. Особенно

http://eduportal.uz

богат углеродом каменный уголь. Самые распространенные на земном шаре известняк $CaCO_3$ и доломит $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ также представляют собой соединения углерода.

Содержание углерода в земной коре составляет 0,023%.

В атмосфере углерод встречается в виде углекислого газа, который участвует в процессе фотосинтеза и образует различные углеводные соединения: $6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2$.

Из образующегося в процессе фотосинтеза $C_6H_{12}O_6$ возникают составляющие основу растений целлюлоза (стебель, древесина), крахмал (пшеница, рис, картофель), дисахариды (сахарный тростник, сахарная свекла), глюкоза и фруктоза (фрукты, виноград).

- ***По запасам угля Узбекистан стоит на втором месте в Центральной Азии.***
- ***Уголь добывается в Ангренском, Шаргуньском и Байсунском месторождениях.***
- ***Геологические запасы угля в Узбекистане составляют свыше двух миллиардов тонн.***

Физические свойства. Любая аллотропическая разновидность углерода представляет собой трудно плавящееся и не растворимое в обычных растворителях вещество без запаха и вкуса. Температура плавления 3550 °С (алмаз), температура кипения (сублимации) 4830 °С; плотность алмаза 3513 кг/м^3, графита 2260 кг/м^3; число изотопов 8 (9→16).

Адсорбция. Углерод в виде древесного угля обладает высшими адсорбционными свойствами

- ***Адсорбция – поглощение одного вещества поверхностью другого.***
- ***Адсорбент – вещество, на поверхности которого происходит поглощение.***
- ***Поглощение жидкостью или поверхностью твердых веществ молекул, атомов, ионов другого вещества называется адсорбцией.***
- ***Поглощение веществом других веществ из внешней среды называется сорбцией.***

http://eduportal.uz

Адсорбционная способность зависит от площади поверхности. Для усиления адсорбционной способности угля его активируют сильно нагретым водяным паром. При этом вещества, заполняющие пустоты угля, вытесняются, и тем самым увеличивается его поглощающая поверхность. Активированный уголь используется для поглощения летучих ядовитых веществ из воздуха и смеси газов (противогазы); для очищения организма от отравляющих веществ (крови, органов пищеварения); для очистки продуктов в пищевой промышленности (масложировые продукты), а также в химической промышленности в качестве катализатора.

В годы первой мировой войны Н.Д.Зелинский, используя активированный уголь в качестве сорбента против отравляющих химических веществ, изобрел противогаз. Изобретение Зелинского сохранило жизнь сотен тысяч солдат.

Химические свойства. При обычной температуре углерод неактивен. При нагревании углерод вступает во взаимодействие со многими веществами – кислородом, серой, азотом, металлами и их оксидами, непосредственно взаимодействует с фтором (и не взаимодействует с другими галогенами): $2F_2 + C = CF_4$ (фторид углерода(IV)).

Вступая в реакцию с кислородом, углерод образует два вида оксидов:

$$C + O_2 = CO_2 + 412 \text{ кДж}; \quad CO_2 + C = 2CO - 160 \text{ кДж}.$$

При 900–1000 °С соединяется с серой: $C + 2S = CS_2$.

В атмосфере азота при пропускании между двумя графитовыми электродами разряда электрической дуги образуется дициан $(CN)_2$: $2C + N_2 = (CN)_2$.

Металлы образуют с углеродом карбиды: $Ca + 2C = CaC_2$.

Карбиды образуются также при взаимодействии углерода с оксидами металлов:

$$2Al_2O_3 + 9C = Al_4C_3 + 6CO,$$
$$CaO + 3C = CaC_2 + CO.$$

Некоторые карбиды металлов, взаимодействуя с водой

http://eduportal.uz

или кислотами, образуют водородные соединения различного состава (ацетилен, метан):

$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2 \text{ (ацетилен)},$$

$$Al_4C_3 + 12HCl = 4AlCl_3 + 3CH_4 \text{ (метан)}.$$

Углерод взаимодействует также с кислотами:

$$C + 2H_2SO_4 = CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O.$$

Карбиды промежуточных металлов (титана, вольфрама, железа, никеля и др.) обладают хорошей электропроводимостью, твердостью, тугоплавкостью, химической устойчивостью.

При восстановлении SiO_2 графитом в электрической печи образуется карбид кремния — очень твердое неплавкое, химически устойчивое вещество карборунд:

$$SiO_2 + 3C = SiC + 2CO\uparrow.$$

Углерод – сильный восстановитель. При взаимодействии с оксидами металлов восстанавливает металлы до свободного состояния:

$$FeO + C = Fe\downarrow + CO\uparrow; \quad CuO + C = Cu\downarrow + CO\uparrow.$$

Элементы ЗУН: известняк, доломит, углеводы — природные соединения углерода, физические свойства, адсорбция, карбиды, углерод – восстановитель.

Вопросы и задания

1. Напишите формулы соединений углерода с кремнием, магнием и железом.
2. Напишите уравнения реакции взаимодействия углерода с Fe_2O_3, SnO_2, CaO.
3. Какое количество теплоты выделяется при полном сгорании 5 кг углерода?
4. Сколько углерода необходимо для восстановления 20 г оксида меди(II)? Определите количество меди, образующейся в результате реакции.

http://eduportal.uz

§ 10 Важнейшие соединения углерода

Какие продукты можно получить при химической переработке известняка?

Неорганические соединения углерода широко распространены в природе и встречаются в виде множества минералов, горных пород, углекислого газа в составе воздуха. Некоторые из неорганических соединений углерода являются важнейшим сырьем для различных отраслей народного хозяйства. Жизнь человека трудно представить без органических соединений углерода. Важнейшие из них – соединения, образованные углеродом и водородом, называемые ***углеводородами***, которые обладают различным составом. Мы изучаем их в курсе органической химии.

Углерод образует с кислородом два оксида: оксид углерода(II) CO и оксид углерода(IV) CO_2. Они имеют линейную структуру $(:\overset{\delta-}{C}\equiv\overset{\delta+}{O}:$ и $O=C=O)$.

Оксид углерода(II) CO (угарный газ) – бесцветный газ без запаха, чрезвычайно ядовит, легче воздуха и мало растворим в воде. Относится к семейству индифферентных оксидов.

Оксид углерода(II) образуется в результате взаимодействия оксида углерода(IV) с раскаленным при 450 °C углем при недостатке кислорода: $CO_2 + C = 2CO\uparrow$ –160 кДж.

На воздухе и в присутствии кислорода оксид углерода(II) горит синим пламенем: $2CO + O_2 = 2CO_2\uparrow + 572$ кДж.

Как и углерод, оксид углерода(II) является восстановителем. При 300–1500 °C он восстанавливает металлы из их оксидов: $FeO + CO = Fe\downarrow + CO_2$, $2CO + SnO_2 = 2CO_2\uparrow + Sn\downarrow$.

В присутствии активированного угля в качестве катализатора оксид углерода(II) взаимодействует с хлором и образует ядовитый газ фосген: $CO + Cl_2 = COCl_2$.

Угарный газ, по сравнению с кислородом, легче соединяется с гемоглобином в составе крови, что ухудшает снабжение организма кислородом. Длительное вдыхание угарного

http://eduportal.uz

газа при недостатке кислорода приводит к летальному исходу.

Оксид углерода(II) используется в промышленности при восстановлении металлов из их оксидов, в качестве составной части искусственных горючих, при органическом синтезе.

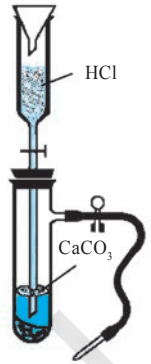


Рис 11. Прибор для получения углекислого газа

Оксид углерода(IV) CO_2 (углекислый газ) — бесцветный газ без запаха, тяжелее воздуха. Плотность углекислого газа относительно воздуха равна 1,52. При давлении $5{,}76 \cdot 10^6$ Па и температуре 20 °С превращается в бесцветную жидкость. При испарении этой жидкости поглощается большое количество теплоты, и углекислый газ превращается в белую твердую массу (сухой лед).

Получение. В лаборатории оксид углерода(IV) получают воздействием на карбонат кальция (мел, кусочки известняка, мрамор) соляной кислотой (рис. 11):

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

В промышленности оксид углерода(IV) получают путем прокаливания известняка: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$.

В природе углекислый газ образуется в процессе дыхания животных и растений, гниения остатков органического происхождения и горения. Углекислый газ проявляет свойства кислотных оксидов. Растворяясь в воде, он образует угольную кислоту: $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$.

Взаимодействуя с оксидами металлов и основаниями, образует соли:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O, \quad NaOH + CO_2 = NaHCO_3,$$

$$CaO + CO_2 = CaCO_3.$$

При пропускании углекислого газа через известковую воду наблюдается сильное помутнение (качественная реакция для CO_2): $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$.

http://eduportal.uz

Углекислый газ не поддерживает горения, в его присутствии горят лишь некоторые вещества, например, магний:

$$2Mg + CO_2 = 2MgO + C.$$

Применение. В промышленности углекислый газ применяется при производстве соды (пищевой, бытовой, технической), синтезе органических кислот, в качестве огнетушителя, при изготовлении газированных напитков. Сухой лед используется в пищевой промышленности для охлаждения продуктов.

Элементы ЗУН: оксид углерода(II), оксид углерода(IV), физические свойства угарного и углекислого газа, угарный газ – восстановитель, фосген, сухой лед, получение CO_2, химические свойства CO_2, качественная реакция.

? Вопросы и задания

1. Каковы физические свойства оксидов углерода?
2. Каково воздействие угарного газа на организм человека?
3. Какие меры предосторожности необходимо соблюдать при использовании угля в качестве топлива?
4. Почему углекислый газ можно использовать при пожаротушении?
5. Как образуется углекислый газ в природе?
6. В каких областях используются оксиды углерода?
7. Какое количество теплоты выделяется при горении 5,6 л (при н.у.) угарного газа?
8. Завершите приведенные уравнения:
   $KOH+CO_2 \rightarrow ...$; $MgO+CO_2 \rightarrow ...$; $Na_2CO_3+H_2O+CO_2 \rightarrow ...$.
9. В каких областях используется суход лед? Приготовьте таблицу.

§ 11 Угольная кислота и свойства карбонатов

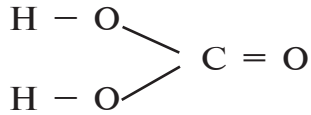
Каковы специфические химические свойства угольной кислоты и карбонатов?

Угольная кислота H_2CO_3 – неустойчивое вещество, которое может существовать лишь в водных растворах:

$$H_2O + CO_2 = H_2CO_3.$$

http://eduportal.uz

Структурная формула угольной кислоты имеет вид:



H_2CO_3 — слабая, двуосновная кислота. В водном растворе она диссоциирует в две стадии:

$H_2CO_3 = HCO_3^- + H^+$, $HCO_3^- = H^+ + CO_3^{2-}$.

Угольная кислота вступает во взаимодействие только с оксидами и гидроксидами щелочных и щелочноземельных металлов. Ее средние соли называются карбонатами (K_2CO_3 – карбонат калия, $CaCO_3$ – карбонат кальция), кислые соли – гидрокарбонатами ($KHCO_3$ – гидрокарбонат калия, $Ca(HCO_3)_2$ – гидрокарбонат кальция):

$$H_2CO_3 + CaO = CaCO_3\downarrow + H_2O,$$

$$H_2CO_3 + 2NaOH = Na_2CO_3 + 2H_2O.$$

При взаимодействии обильного количества угольной кислоты с щелочью образуется кислая соль:

$$H_2CO_3 + NaOH = NaHCO_3 + H_2O.$$

Карбонаты щелочных металлов, аммония, а также все гидрокарбонаты, растворяясь в воде, подвергаются гидролизу; остальные карбонаты не растворимы в воде. При воздействии сильных кислот на карбонаты и гидрокарбонаты выделяется углекислый газ:

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O,$$

$$Ca(HCO_3)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2CO_2\uparrow + 2H_2O.$$

Сокращенное ионное уравнение этих реакций имеет вид:

$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O,$$

$$HCO_3^- + H^+ \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O.$$

Реакции взаимодействия солей угольной кислоты с сильными кислотами используются для распознавания карбо-

http://eduportal.uz

натов и гидрокарбонатов среди других солей. Так как при взаимодействии карбонатов с кислотами связываются ионы водорода, карбонаты можно использовать для нейтрализации кислот. В сельском хозяйстве для уменьшения кислотности почвы и улучшения ее структуры применяется измельченный известняк (напишите уравнение реакции самостоятельно).

Все карбонаты, за исключением карбонатов щелочных металлов, при нагревании расщепляются с выделением углекислого газа: $CaCO_3 \xrightarrow{900-1200\ ^\circ C} CaO + CO_2$.

Эта реакция протекает до конца только при условии вывода углекислого газа из зоны реакции.

При нагревании гидрокарбонаты переходят в карбонаты:

$$2KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

При пропускании через водный раствор карбоната натрия углекислого газа образуется гидрокарбонат натрия (питьевая сода): $Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow 2NaHCO_3$.

Карбонат кальция $CaCO_3$ — одно из самых распространенных в природе соединений, которое входит в состав таких минералов, как известняк, мел, мрамор, сталагмиты, сталактиты и др.

Известняк — природное соединение, являющееся основным сырьем в производстве строительных материалов, цемента, гашеной извести, стекла. В горах имеются в основном залежи известняка $CaCO_3$. Под воздействием воды и CO_2 известняк превращается в растворимую соль $Ca(HCO_3)_2$:

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2.$$

Образовавшаяся соль $Ca(HCO_3)_2$ под воздействием воздуха вновь превращается в $CaCO_3$:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Карбонат натрия Na_2CO_3 – обезвоженная сода, получаемая искусственным путем, широко применяется в стекольной, бумажной, текстильной, мыловаренной, нефтеперерабатывающей промышленности, а также в быту.

http://eduportal.uz

Гидрокарбонат натрия $NaHCO_3$ – питьевая сода используется в медицине, пищевой промышленности при выпечке хлебобулочных изделий, при огнетушении.

Элементы ЗУН: угольная кислота, диссоциация, карбонаты, гидрокарбонаты, питьевая сода, бытовая сода, известняк, мел, мрамор, сталагмиты, сталактиты.

Вопросы и задания

1. Возьмите образцы солей угольной кислоты, применяемых в быту, и расскажите, в каких целях они используются?
2. Каким путем определяются угольная кислота и ее соли?
3. Какой объем газа выделяется при нагревании 1,5 кг гидрокарбоната натрия и воздействии на него избыточным количеством кислоты?
4. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

$$CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow NaCl.$$

5. При нагревании 11,44 г кристаллической соды получено 4,28 г безводной соли. Определите формулу кристаллической соды.
6. В каком объеме воды надо растворить 27 г кристаллической соды, чтобы получить 10 %-ный раствор?
7. Запишите уравнения реакций, необходимых для получения $CaCO_3$ тремя способами.
8. Сколько железа можно получить путем восстановления 14,4 г FeO с помощью угарного газа?
9. При обжиге 10 г известняка получено 4 г оксида углерода (IV). Если во взятом для обжига образце карбонат кальция расщепился полностью, сколько процентов в нем составил $CaCO_3$?

Наглядные задачи и примеры

► **Пример 1.** Твердый остаток, полученный в результате накаливания 66,2 г нитрата свинца(II), восстановили оксидом углерода(II). Какой объем (при н.у.) угарного газа израсходован в этом химическом процессе и какой объем

http://eduportal.uz

углекислого газа образовался? Сколько осадка образуется при пропускании образовавшегося углекислого газа через раствор, содержащий 11,1 г гидроксида кальция?

Решение. 1. Запишем уравнение происшедших химических реакций.

Накаливание $Pb(NO_3)_2$:

$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2. \quad (1)$$

Твердый остаток, образовавшийся в первом процессе — оксид свинца (II) (PbO).

Восстановление PbO угарным газом:

$$PbO + CO = Pb + CO_2. \quad (2)$$

При пропускании образовавшегося CO_2 через известковую воду выпадает в осадок $CaCO_3$:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O. \quad (3)$$

2. Сколько твердого остатка (PbO) образовалось (*а*) и какой объем угарного газа израсходован для его восстановления (*б*)? Какой объем углекислого газа образовался в результате окисления угарного газа (*в*)?

а) сколько молей в 66,2 г $Pb(NO_3)_2$?

$$n\ (Pb(NO_3)_2) = \frac{66{,}2\ г}{331\ г/моль} = 0{,}20\ моля.$$

Согласно уравнению первой реакции, из 2 молей $Pb(NO_3)_2$ образуется 2 моля PbO. А из 0,20 моля $Pb(NO_3)_2$ — 0,20 моля PbO. Твердый остаток — 0,20 моля PbO;

б) определение израсходованного угарного газа. Как видно из уравнения второй реакции, для восстановления 1 моля PbO расходуется 1 моль CO. Значит, для восстановления 0,20 моля PbO также расходуется 0,20 моля CO. Определим объем 0,20 моля CO при н.у.:

$V(CO) = 22{,}4$ л/моль · 0,20 моля = 4,48 л.

Израсходовано 4,48 л или 0,20 моля CO;

в) определение образовавшегося углекислого газа. Из второй реакции известно, что при расходовании 1 моля CO образуется 1 моль CO_2, а при расходовании 0,20 моля CO — 0,20 моля CO_2. Образовалось 0,20 моля или 4,48 л CO_2.

http://eduportal.uz

3. Определим количество осадка, выпавшего при пропускании 0,20 моля CO_2 через раствор, содержащий 11,1 г $Ca(OH)_2$:

а) найдем количество вещества в 11,1 г $Ca(OH)_2$:

$$n\ (Ca(OH)_2) = \frac{11{,}1\ г}{74\ г/моль} = 0{,}15\ моля;$$

б) запишем уравнение третьей реакции:

$$\underset{1\ моль}{\overset{0{,}15\ моль}{Ca(OH)_2}} + \underset{1\ моль}{\overset{0{,}20\ моль}{CO_2}} = \underset{1\ моль}{\overset{x}{CaCO_3\downarrow}} + H_2O,$$

$\frac{0{,}15}{1} = \frac{0{,}20}{1}$, отсюда видно, что взято избыточное количество CO_2, и $Ca(OH)_2$ полностью вступил в реакцию, 0,20–0,15 = =0,05 моля CO_2 осталось в излишке. Составим пропорцию для определения $CaCO_3$:

$$\frac{0{,}15}{1} = \frac{x}{1}; \qquad x = \frac{0{,}15 \cdot 1}{1} = 0{,}15\ моля.$$

Образовалось 0,15 моля $CaCO_3$. Но в растворе содержится 0,05 моля CO_2. Образовавшиеся 0,15 моля соли $CaCO_3$, вступив в реакцию с достаточным количеством CO_2, образуют растворимую $Ca(HCO_3)_2$, то есть одна часть осадка растворилась:

$$\underset{1}{\overset{x}{CaCO_3}} + \underset{1}{\overset{0{,}05}{CO_2}} + H_2O = Ca(HCO_3)_2,$$

$$\frac{x}{1} = \frac{0{,}05}{1}; \qquad x = \frac{0{,}05 \cdot 1}{1} = 0{,}05\ моля.$$

0,05 моля $CaCO_3$, образуя гидрокарбонат кальция, превращается в соль.

4. Удалив из 0,15 моля $CaCO_3$, образовавшегося на начальном этапе, 0,05 моля растворившегося $CaCO_3$, определим $CaCO_3$, выпавший в осадок.

http://eduportal.uz

0,15 – 0,05 = 0,10 моля $CaCO_3$,
масса 0,10 моля $CaCO_3$ будет равна:
$m(CaCO_3) = 100 \cdot 0{,}10 = 10$ г.

Ответ: выпало в осадок 10 г $CaCO_3$.

► **Пример 2.** К 1060 г 2 %-ного раствора карбоната натрия добавили 14,3 г соли $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Определите процентную концентрацию образовавшегося раствора.

► **Решение:** 1) найдем массу растворимого в 1060 г 2 %-ного раствора Na_2CO_3:

$m(Na_2CO_3) = 1060 \cdot 0{,}02 = 21{,}2$ г;

2) найдем массу Na_2CO_3 в 14,3 г $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$:

$M(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) = 106 + 180 = 286$ г;

{ в 286 г кристаллогидрата есть 106 г Na_2CO_3,
{ в 14,3 г кристаллогидрата — x г Na_2CO_3.

$$x = \frac{14{,}3 \cdot 106}{286} = 5{,}3 \text{ г } Na_2CO_3.$$

3) всего образовалось: 1060 + 14,3 = 1074,3 г.

Масса соли в образовавшемся растворе:

21,2 + 5,3 = 26,5 г.

Значит, в 1074,3 г раствора содержится 26,5 г соли (Na_2CO_3).

Найдем процентную концентрацию раствора:

$$C(Na_2CO_3) = \frac{26{,}5}{1074{,}3} \cdot 100\ \% = 2{,}74\ \%.$$

Ответ: 2,47 %.

► **Пример 3.** Для анализа привезенного угля сожгли 8 г этого топлива. В результате образовалось 10,64 л (н.у.) углекислого газа. Вычислите, сколько процентов чистого углерода содержится в привезенном угле, если образовавшийся углекислый газ составляет 95 % от того количества, которое может теоретически образоваться?

► **Решение:** 1) какой объем (при н.у.) углекислого газа мог образоваться, если бы выход продукта равнялся 100 % ?

{ при выходе продукта 95 % — 10,64 л CO_2,
{ при выходе продукта 100 % — x л CO_2.

http://eduportal.uz

$$x = \frac{100 \cdot 10{,}64}{95} = 11{,}2 \text{ л } CO_2;$$

2) при сгорании какого количества углерода образуется 11,2 л CO_2?

$$\begin{matrix} x & & 11{,}2 \\ C + O_2 & = & CO_2 \\ 12 & & 20{,}4 \end{matrix}$$, составим пропорцию:

$$\frac{x}{12} = \frac{11{,}2}{22{,}4}, \quad x = \frac{12 \cdot 11{,}2}{22{,}4} = 6 \text{ г};$$

3) в 8 г сожженного угла содержится 6 г чистого углерода. Сколько процентов составляет это количество?

$$C(C) = \frac{6}{8} \cdot 100\ \% = 75\ \%.$$

Ответ: в угле содержится 75 % углерода.

Задачи и примеры для самостоятельного решения

1. При изложении темы о важнейших карбонатах и их практическом значении учитель в качестве примера приводит огнетушитель и объясняет, как и при каких обстоятельствах он используется. Изобразите устройство огнетушителя в своих тетрадях и напишите химическую реакцию процесса огнетушения. Что вы можете предложить для усовершенствования огнетушителя? Поясните свои предложения с помощью схем.
2. В природе существуют так называемые собачьи пещеры. Когда в такую пещеру входит человек, с ним ничего не происходит, когда же в пещеру входит собака, она начинает подпрыгивать вверх и погибает. Почему? Объясните причину.
3. Согласно легенде, женщина, занимавшаяся своими делами, вдруг почувствовала начало землетрясения и побежала к пещере, где находился ее малыш. Прижав ребенка к груди, она подняла руку, чтобы защититься от падающей скалы. И тогда произошло “чудо” – она и ее ребенок превратились в каменное изваяние. С тех пор, как гласит легенда, эта пещера называется «пещерой матери».

Как могло появиться каменное изваяние, напоминающее

http://eduportal.uz

женскую фигуру, которая как бы поддерживает пещеру? Обоснуйте свои ответы при помощи уравнений химических реакций. Выскажите свои предположения о появлении пещер.

§ 12 Кремний. Расположение кремния в периодической таблице, строение его атома

Как объясняется принадлежность кремния к семейству p-элементов?

Si (+14) 2; 8; 4 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$				
$T_{пл}$, °C	$T_{кип}$, °C	$\rho_к$, г/см^3	$\rho_в$, г/см^3	Открыт
1420	2355	3,3	2,33	И. Берцелиус, 1823 г.

Песчаник SiO_2,
каолин $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$,
полевой шпат $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$.

SiC, Na_2SiO_3, $SiBr_4$, SiS_2, K_2SiF_6, Mg_2Si. → **Si** → SiH_4, SiO_2, $SiCl_4$, SiI_4, K_2SiF_6.

Применение: Кремниевые стали, электронные схемы, фотоэлементы, карборунд, керамика.

Кремний расположен в основной подгруппе четвертой группы третьего периода периодической таблицы под порядковым номером 14 и относится к семейству *p*-элементов. Его относительная атомная масса равна 28,086. На внешнем энергетическом уровне атома имеется четыре электрона.

Si	14	+14	-14	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^2$	$3d^0$	… ↑↓ $3s^2$ ↑ ↑ $3p^2$

http:eduportal.uz

В периодической таблице кремний находится среди элементов, атомы которых легко отдают и легко присоединяют электроны. В соединениях с водородом (SiH_4) кремний четырехвалентен. Низшая степень окисления равна –4, высшая +4 (SiO_2). Водородные соединения кремния, в отличие от элементов основной подгруппы пятой, шестой, седьмой групп, не проявляют ни кислотных, ни основных свойств. Это объясняется слабой полярностью кремний-водородных связей и неполярностью молекул вследствие относительно близких значений электроотрицательности атомов.

Распространение в природе и биологическое значение. Массовая доля кремния, который по распространенности в земной коре занимает второе место после кислорода, составляет 27,6 %. В природе кремний встречается только в виде соединений. Кремний – основной элемент природы. Большинство горных пород (гнейсы, граниты, базальты) и минералов (кварц, полевой шпат, песок, глины) состоит из соединений кремния. Кремний входит в состав стеблей и листьев растений, перьев птиц и шерсти животных.

Получение и применение. Кремний получают путем восстановления оксида кремния(IV) магнием, алюминием или углеродом: $SiO_2 + 2Mg = 2MgO+Si$; $SiO_2 + 2C \xrightarrow{1500–1750°C} 2CO+ Si$.

Кремний используется для получения многих сплавов. Сталь, содержащая в своем составе 4 % кремния, приобретает магнитные свойства. Из такой стали (электротехническая сталь) изготовляют трансформаторы, двигатели, генераторы. Сталь, содержащая 16 % кремния (кислотоупорная сталь), применяется в химической промышленности для изготовления аппаратов и приборов. Кристаллы чистого кремния используются для изготовления полупроводников в радио- и электротехнике, которые превращают солнечную энергию в электрическую. Кремниевые солнечные батареи применяются в космических устройствах в качестве источника энергии.

Элементы ЗУН: местоположение кремния в периодической таблице, строение атома, распространение в природе, получение, применение.

http://eduportal.uz

Вопросы и задания

1. Объясните местоположение кремния в периодической таблице.
2. Укажите различия и сходство в строении атомов углерода и кремния.
3. В каком виде кремний встречается в природе?

§ 13 Свойства кремния. Важнейшие соединения

Как с научной точки зрения объясняются различия в агрегатном состоянии SiO_2 и CO_2?

Физические и химические свойства. По внешнему виду кремний похож на металл. Кристаллический кремний – вещество стального цвета с металлическим блеском. Температура плавления равна 1420 °C, температура кипения – 2355 °C; плотность – 2329 кг/м^3; число изотопов 11 (24 → 34).

В отличие от углерода, у кремния слабо выражены неметаллические свойства, так как радиус его атома больше и электроны на внешнем энергетическом уровне находятся дальше от ядра.

При сильном нагревании кремний сгорает в воздухе и превращается в **оксид кремния(IV)**: $Si + O_2 = SiO_2$.

При нагревании кремний взаимодействует также с хлором, бромом и серой:

$Si + 2Cl_2 = SiCl_4$, $Si + 2Br_2 = SiBr_4$, $Si + 2S = SiS_2$.

хлорид кремния(IV) бромид кремния(IV) сульфид кремния(IV)

Соединения кремния с галогенами и серой при взаимодействии с водой гидролизуются:

$SiCl_4 + 2H_2O = SiO_2 + 4HCl$, $SiS_2 + 2H_2O = SiO_2 + 2H_2S$.

При высокой температуре кремний соединяется с углеродом и образует очень твердое соединение – **карборунд** (карбид кремния): $Si + C = SiC$.

Из карборунда изготовляют шлифовальные и точильные

http://eduportal.uz

камни. При нагревании кремний реагирует со многими металлами (Mg, Ca, Cr, Mn, Fe и др.) с образованием силицидов:

$$Si + 2Mg = Mg_2Si.$$

При воздействии на силициды кислот образуется кремневодород SiH_4 – ***силан***: $Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4$.

Силан – бесцветный газ, сильный восстановитель, самовоспламеняется на воздухе:

$$SiH_4 + 2O_2 = SiO_2 + 2H_2O + 1427{,}2 \text{ кДж}.$$

Помимо силана, существует еще ряд кремневодородов с общей формулой Si_nH_{2n+2}, где $n<8$. Силаны аналогичны углеводородам ряда метана, однако у кремния неметаллические свойства выражены слабее, чем у углерода. В результате происходит ослабление Si–H- и Si–Si-связи и усиление реакционной способности силанов.

Кремний не реагирует с кислотами, однако взаимодействует с растворами щелочей:

$$Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow,$$

$$Si + 2OH^- + H_2O = SiO_3^{-2} + 2H_2\uparrow.$$

Важнейшие соединения. Оксид кремния(IV) SiO_2 — твердое, тугоплавкое вещество, не растворимое в воде и обладающее атомной кристаллической решеткой. В природе встречается в виде минерала кварца. Прозрачный, бесцветный кристалл кварца еще называют горным хрусталем. Кремень, агат, яшма, песок — разновидности кварца.

Обладая свойствами кислотного оксида, кремний при плавлении взаимодействует с щелочами, карбонатами щелочных металлов, основными оксидами и образует соли кремниевой кислоты — силикаты:

$$SiO_2 + 2NaOH = H_2O + Na_2SiO_3, \quad SiO_2 + Na_2CO_3 = CO_2 + Na_2SiO_3,$$

$$SiO_2 + CaO = CaSiO_3.$$

Оксид кремния(IV) не взаимодействует с кислотами, за исключением плавиковой. Под воздействием этой кислоты образуется газообразный фторид кремния SiF_4:

http://eduportal.uz

$$SiO_2 + 4HF = 2H_2O + SiF_4\uparrow.$$

Из расплавленного кварца получают кварцевые стекла, пропускающие ультрафиолетовые лучи и обладающие малым коэффициентом расширения. Температура плавления кварца составляет около 1500°C, поэтому кварцевые стекла можно использовать в высокотемпературных условиях. Из кварца изготовляют ртутные лампы и химическую лабораторную посуду.

Метакремниевая кислота и ее соли. Метакремниевая кислота H_2SiO_3 — двуосновное, неустойчивое соединение, которое слабее даже угольной кислоты. Поэтому угольная кислота или углекислый газ могут вытеснить ее из растворов солей:

$$Na_2SiO_3 + H_2O + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2SiO_3\downarrow.$$

Метакремниевая кислота не растворима в воде и образует гелеобразный осадок, который растворяется только в щелочах с образованием солей метакремниевой кислоты:

$$2NaOH + H_2SiO_3 = Na_2SiO_3 + 2H_2O.$$

При нагревании метакремниевая кислота легко распадается на воду и оксид кремния(IV): $H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$.

Метакремниевую кислоту получают путем воздействия на ее соли другими кислотами. Ее соли называются ***силикатами.*** Только силикаты щелочных металлов растворимы в воде. Растворы силикатов калия и натрия (Na_2SiO_3 и K_2SiO_3)называются ***жидким стеклом.*** Жидкое стекло используется при изготовлении кислотоупорного цемента, бетона, клея, мазей, для пропитки тканей и пористых камней, а также в строительстве. Силикаты — сложные соединения. Например, алюмосиликаты входят в состав полевого шпата ($K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$), каолина ($Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$).

Элементы ЗУН: физические свойства кремния, химические свойства, силициды.

Вопросы и задания

1. В каком виде кремний встречается в природе?
2. Как получают кремний и где его применяют?

http://eduportal.uz

3. Расскажите о физических и химических свойствах кремния.
4. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства кремния.
5. Напишите ионное уравнение реакции гидролиза силиката калия и объясните свойства кремниевой кислоты.
6. Напишите уравнения реакций, при которых осуществляются следующие превращения:

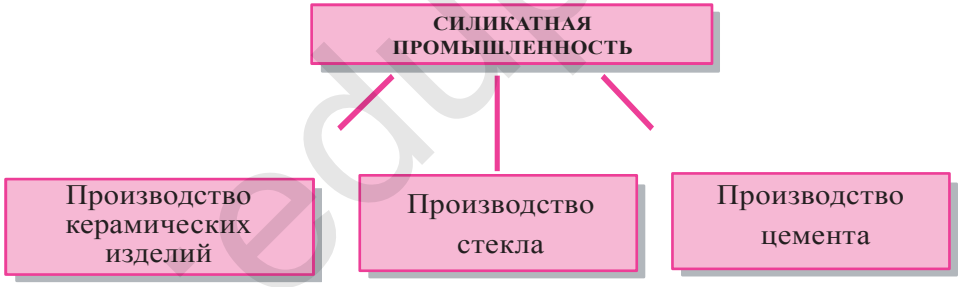
$$Si \rightarrow Mg_2Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2.$$

§ 14 Силикатная промышленность

Что вы знаете о предприятиях по производству стекла, цемента, керамики и железобетона?

Природные силикаты и кремнезем используются при изготовлении стекла, фарфора и фаянса, керамических изделий и вяжущих материалов.

Наряду с углем в Ангрене добывается и каолин, являющийся важнейшим сырьем для силикатной промышленности.



Стекло. Обычное, или бутылочное стекло получают путем сплавления оксида кремния(IV) (в виде кварца, песка) с карбонатом кальция (в виде известняка, мрамора) и карбонатом натрия (в виде соды):

$$CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2\uparrow,$$

$$Na_2CO_3 + SiO_2 = Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow.$$

Образовавшееся стекло представляет собой сплав силикатов кальция и натрия с оксидом кремния(IV). Химический состав такого стекла можно выразить примерно следующей

http://eduportal.uz

формулой: $Na_2O{\cdot}CaO{\cdot}6SiO_2$. При охлаждении расплавленное стекло застывает не сразу, а твердеет постепенно, его гибкость увеличивается, что позволяет придавать ему любую форму. Из остывающей полугустой массы можно изготавливать оконное стекло, волокно, трубки, путем продувки и прессования – всевозможные предметы и изделия. Свойства стекла зависят от его состава. Если при варке стекла в шихту вместо карбоната натрия добавить карбонат калия (поташ), можно получить прочное, тугоплавкое стекло для приготовления химической посуды, а при добавлении в шихту оксида свинца(II) и поташа – тяжелое стекло, сильно преломляющее лучи – хрусталь.

Цветные стекла получают путем добавления различных веществ. Оксид кобальта(II) придает стеклу синюю окраску, оксид хрома(III) – зеленую, оксид железа(II) – темно-зеленую, оксид меди(I) – красную. При добавлении в шихту золота можно получить рубиновое стекло, пропускающее только инфракрасные лучи.

Из стеклянных волокон производят ткани с тепло- и электроизоляционными свойствами и кислотостойкие материалы.

Цемент. Для производства цемента сырье (известняк, мел и глину) измельчают и подают во вращающуюся печь, температуру в которой повышают до 450 °С. При такой температуре из состава сырья испаряется вода и выделяется углекислый газ. В результате образуются куски твердеющей массы – клинкер. Цемент получают размалывая клинкер в порошок. При разведении цемента водой образуется твердеющее тесто. Отвердевание происходит даже под водой. Цемент используется в качестве связующего материала при строительстве подводных и наземных сооружений.

Бетон и железобетон. При смешивании цементного раствора с песком, мелким гравием и щебнем получается масса, называемая бетоном. Сооружение из бетона с основой из железных стержней, арматуры и балок называется железобетоном. Бетон и железобетон широко используются в различных областях народного хозяйства.

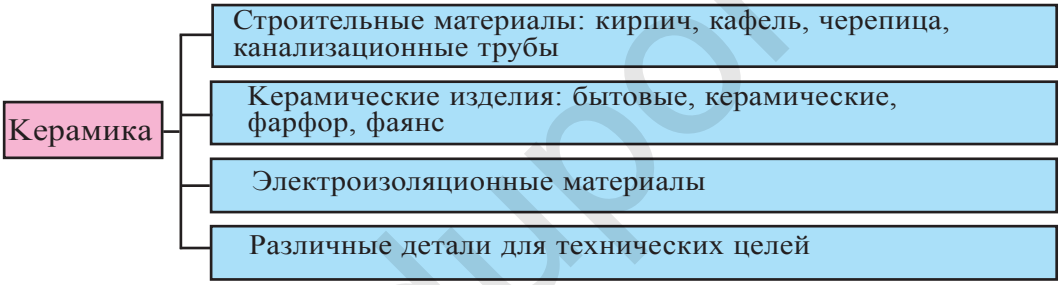
Керамика. Изделия, изготовленные из глины, называются керамическими. Сырьем для глиняных (керамических) изде-

http://eduportal.uz

лий служат каолиновая глина, песок, мел, доломиты. В настоящее время керамические изделия используются также в приборостроении, электротехнике, радиотехнике. Для этого применяется тонкая керамика. Основным сырьем для тонкой керамики являются специальные смеси, состоящие из талька, глинозема, оксида магния, титановых соединений.

Узбекский народ издавна занимался гончарным производством. Керамические орнаменты зданий Самарканда, Бухары, Хивы веками поражают всех своим изяществом и красотой.

Местные гончарные предприятия и крупные заводы по производству керамических изделий работают по следующей схеме: *подготовка целевого сырья → приготовление глины (керамической массы) → формование (придание определенной формы) → сушка → обжиг.*



С целью предотвращения проникания воды в поры керамических изделий и загрязнения их покрывают глазурью, для чего в печь бросают поваренную соль. Испаряясь, поваренная соль взаимодействует с оксидом кремния, в результате чего изделия покрываются гладким, стеклообразным слоем, не пропускающим влагу.

Элементы ЗУН: природные силикаты, стекло, цветное стекло, цемент, бетон, железобетон, керамика, фарфор, глина, фаянс, черепица.

Вопросы и задания

1. Что вы знаете об изделиях на основе соединений кремния и сырье? Где они используются?
2. Какие разновидности стекла вы знаете?

http://eduportal.uz

3. Как получают цемент и где его используют?
4. Что такое керамика? Каковы ее свойства?
5. Что такое железобетон и чем он отличается от бетона?

Наглядные задачи и примеры

Задача 1. При нагревании 50 г известняка получено 22 г CaO. Сколько процентов $CaCO_3$ было в составе известняка?

Решение: 1) при нагревании известняка содержащийся в нем $CaCO_3$ образует негашеную известь (CaO) и углекислый газ (CO_2). Из какого количества $CaCO_3$ образуются 22 г CaO?

$$\underset{100\ г}{\overset{x\ г}{CaCO_3}} \rightarrow \underset{56\ г}{\overset{22\ г}{CaO}} + CO_2, \quad x = \frac{100 \cdot 22}{56} = 39{,}3\ г\ CaCO_3;$$

2) в составе 50 г известняка было 39,3 г $CaCO_3$. Сколько процентов составляют 39,3 г $CaCO_3$ от 50 г известняка?

$$C(CaCO_3) = \frac{39{,}3}{50} = 78{,}6\ \%.$$

Ответ: 78,5 % $CaCO_3$.

Задача 2. Сколько граммов воды потребуется для приготовления 10 %-ного раствора карбоната натрия из 54 г кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$?

Решение: 1) сколько граммов Na_2CO_3 в 54 г кристаллической соды?

$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O = 46 + 60 + 180 = 106 + 180 = 286.$

$$\begin{cases} \text{в } 286\ г\ Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \text{ есть } 106\ г\ Na_2CO_3, \\ \text{в } 54\ г\ Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \text{ есть } x\ г\ Na_2CO_3. \end{cases}$$

$$x = \frac{54 \cdot 106}{286} = 20\ г\ Na_2CO_3;$$

2) сколько граммов воды необходимо для приготовления 10 %-ного раствора карбоната натрия, если в 54 г кристаллической соды содержится 20 г Na_2CO_3? Для приготовления 10 %-ного раствора:

$$\begin{cases} 10\ г\ Na_2CO_3 \text{ нужно растворить в } 90\ г \text{ воды}, \\ 20\ г\ Na_2CO_3 \text{ нужно растворить в } x \text{ граммах воды.} \end{cases} \quad x = 180\ г;$$

3) если растворить 54 г кристаллической соды в 146 г воды, образуется (54 + 146) 200 г раствора.

Ответ: нужно 146 г воды.

http://eduportal.uz

Проверка правильности решения:

1) масса раствора: 54 г + 146 г = 200 г;

2) в 200 г раствора растворено 54 г кристаллической соды. Сколько Na_2CO_3 и воды в 54 г кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$?

3) нахождение массы растворимого (Na_2CO_3) в 54 г кристаллической соды:

$$\begin{cases} \text{в 286 г } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \text{ есть 106 г } Na_2CO_3, \\ \text{в 54 г } Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \text{ есть } x \text{ граммов } Na_2CO_3. \end{cases}$$

x = 20 г Na_2CO_3 (растворимое);

4) в 200 г раствора имеется 20 г растворимого. Процентная концентрация раствора:

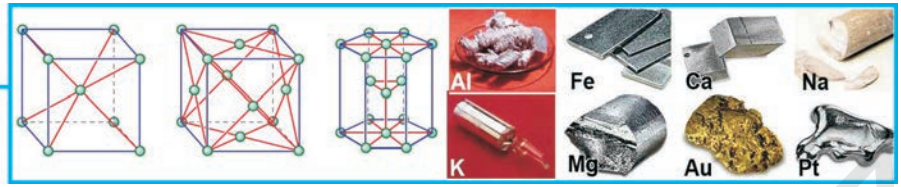
$$C = \frac{20}{200} \cdot 100\ \% = 10\ \%.$$

Задачи и примеры для самостоятельного решения

1. Атом какого неметалла легко присоединяет электроны: а) углерода или азота; б) серы или фосфора; в) селена или теллура; г) йода или брома; ж) кислорода или хлора; и) азота или серы? Почему?
2. С какими элементами взаимодействуют неметаллы? Какой вид связи при этом образуется?
3. При разложении 200 г известняка образовалось 33,6 л углекислого газа (при н.у.). Сколько процентов карбоната кальция было в составе известняка? Ответ: 75 %.
4. Какой объем (л, н.у.) углекислого газа образуется при сжигании 4,5 г каменного угля, содержащего 20 % примесей? Ответ: 6,72 л.
5. При прокаливании 60 г известняка получили 32 г оксида кальция. Определите массовую долю карбоната кальция в известняке. Ответ: 0,953.
6. Сколько молей и граммов кислорода образуется при нагревании 44,45 г перманганата калия, содержащего 10 % примесей?
7. При взаимодействии 4 кг карбида кальция с водой образуется 1120 л (при н.у.) ацетилена. Сколько процентов CaC_2 было в карбиде кальция, взятом для реакции?

http://eduportal.uz

ГЛАВА IV



МЕТАЛЛЫ

§ 15 Распространение металлов в природе, получение и применение

Какие металлы, используемые в повседневной жизни, вы знаете?

- ***Более 90 элементов из 118, представленных в периодической таблице, – металлы.***
- ***Все элементы первой, второй и третьей групп (кроме* H *и* B*) – металлы.***
- ***Все элементы основной подгруппы четвертой группы (кроме* C *и* Si*) – металлы.***
- ***В основной подгруппе пятой группы имеются два металла:* Sb *и* Bi.**
- ***В основной подгруппе шестой группы имеется один металл:* Po.**
- ***Все элементы побочных подгрупп четвертой, пятой, шестой, седьмой и восьмой групп – металлы.***

Распространение металлов в природе

Активные металлы встречаются в виде солей.	Металлы средней активности встречаются в виде оксидов, сульфатов и сульфидов.	Неактивные металлы встречаются в свободном виде.
Сульфаты: $CaSO_4$, $BaSO_4$.	Оксиды: Fe_2O_3, Fe_3O_4.	Cu — медь.
Хлориды: NaCl, KCl.	Сульфиды: PbS, CuS, ZnS, FeS_2.	Hg — ртуть.
Карбонаты: $CaCO_3$.	Сульфаты: $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.	Ag — серебро.
Фосфаты: $Ca_3(PO_4)_2$.		Au — золото.
Нитраты: $NaNO_3$, KNO_3.		Pt — платина.

http://eduportal.uz

В древние времена людям были известны семь металлов: золото, серебро, медь, железо, олово, свинец, ртуть. В настоящее время трудно представить жизнь людей без металлов. Металлы и сплавы используются во всех областях народного хозяйства. Грузовые и легковые автомобили, сельскохозяйственная техника, тепловозы, паровозы, самолеты и даже обычная игла, гвозди, ручки и многое другое изготовлены из металла или же металлы составляют основную их часть. Огромное практическое значение имеют такие металлы, как железо, медь, цинк, никель, кобальт, алюминий, магний, вольфрам, молибден, тантал, титан, ниобий, и такие сплавы, как сталь, чугун, баббит, дюралюминий, нихром и др.

Получение. Выделением металлов из соединений занимается отрасль народного хозяйства металлургия. Основной задачей металлургии является восстановление металлов из их соединений и извлечение металлов из других веществ.

Восстановление металлов из соединений осуществляется различными способами. В промышленности все способы получения металлов основаны на реакциях окисления – восстановления, и в настоящее время используются следующие способы:

- ***Пирометаллургический.***
- ***Гидрометаллургический.***
- ***Электрометаллургический.***

Пирометаллургический способ основан на прямой высокотемпературной термической обработке соединений металлов (получение неактивных металлов) или на восстановлении оксидов металлов при помощи углерода, оксида углерода(II), алюминия, кремния или водорода:

$$ZnO + C \rightarrow CO\uparrow + Zn\downarrow, \qquad Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Cr\downarrow,$$

$$Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2\uparrow, \qquad WO_3 + 3H_2 \rightarrow W + 3H_2O,$$

$$2HgO \rightarrow 2Hg\downarrow + O_2\uparrow.$$

Данный способ применяется при производстве стали и чугуна.

Гидрометаллургический способ основан на переводе сое-

http://eduportal.uz

динений металлов в раствор и восстановлении путем электролиза или воздействия другими металлами, минуя нагревание:

$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O,$$

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow.$$

С помощью этого способа выделяют золото, серебро, цинк, уран и другие металлы.

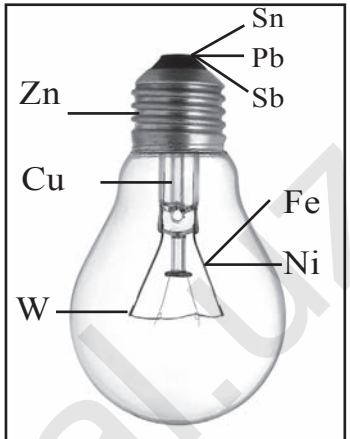


Рис. 12. Осветительная лампочка

Электрометаллургический способ основан на электролизе расплавов оксидов, гидроксидов металлов и солей:

$$Na^{+} + \bar{e} \rightarrow Na^{0},$$

$$Ca^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow Ca^{0},$$

$$Al^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow Al^{0}.$$

Этот способ используется для получения щелочных, щелочноземельных металлов и алюминия.

Применение. Металлы применяются во всех отраслях народного хозяйства. По степени использования в жизнедеятельности человека металлы стоят на первом месте. На рис. 12 показаны металлы, используемые при изготовлении обычной осветительной лампочки. По отраслям применения металлы условно подразделяются на черные и цветные.

- ***Черные металлы – железо и основные продукты его переработки сталь и чугун.***
- ***Цветные металлы – все остальные металлы, кроме железа, и продукты их переработки.***

Металлы, плотность которых превышает 5 кг/м^3, считаются тяжелыми, металлы, имеющие плотность менее 5 кг/м^3, – легкими:

- ***Литий, натрий, калий, кальций, алюминий, магний, титан и др. – легкие металлы. Самый легкий металл – литий, его плотность 0,5 г/см^3.***

http://eduportal.uz

- ***Кадмий, никель, ртуть, олово, свинец, медь, кобальт и др. – тяжелые металлы. Самый тяжелый металл – осмий, его плотность 22,6 г/см^3.***

По устойчивости к внешним воздействиям и применению в изготовлении ювелирных изделий металлы подразделяются на:

- ***Драгоценные – серебро, золото, платина, палладий и др.***

По распространенности в природе (редкоземельные) и свойствам, резко отличающим их от других металлов (полупроводимость, радиоактивность, тугоплавкость), металлы подразделяются на:

- ***Редкие – актиноиды, лантаноиды, молибден, вольфрам, ванадий, ниобий, тантал, радий, торий и др.***

Так как индий и серебро хорошо отражают световые лучи, их используют при изготовлении прожекторов и рефлекторов.

В давние времена монеты из золота, серебра и меди использовались в качестве платежного средства.

- ***В настоящее время в Узбекистане разведано более 40 месторождений драгоценных металлов.***
- ***По запасам золота Узбекистан занимает четвертое место в мире.***
- ***Золотые прииски находятся в Кызылкуме – Мурунтау, Аджибугуте, Булуткане, Балкантау, Аристантау, Торбое и в других местах.***
- ***Серебряные рудники имеются в Высоковольтном, Акжетпесе, Космонавте Навоийской области, в Актепе Наманганской области.***
- ***Алмалыкский горнометаллургический комбинат является одним из крупнейших предприятий по производству цветных металлов, работающих на основе руд Кальмаккырского месторождения.***
- ***В Узбекистане имеются также месторождения* Au, Ag, Cu, Re, Mo, Pb, Zn, W, Cd, Ni, Os, V, Sc, Te, Se *и многих других металлов.***

http://eduportal.uz

§16 Сплавы

Что вы знаете о значении сплавов в повседневной жизни?

Сплав — это материал, образованный при растворении в расплавленных металлах других металлов, неметаллов и сложных веществ.
Сплавы имеют кристаллическое строение.
Сплавы подразделяются на твердые и мягкие, легкоплавкие и тугоплавкие, устойчивые к воздействию щелочей и кислот.

Сплавы металлов имеют высокую электро- и теплопроводность. Свойства сплавов зависят от свойств составляющих их веществ.

- ***Сплав, состоящий из 99 % меди и 1 % бериллия, тверже меди в семь раз.***
- ***Сплав, состоящий из 50,1 % висмута, 24,9 % свинца, 14,2 % олова и 10,8 % кадмия, плавится при 65,5 °С (тогда как висмут плавится при 271,3 °С, олово – при 231,9 °С, кадмий – при 320,9 °С, свинец – при 327,4 °С).***
- ***Цинк, медь, алюминий по отдельности не растворяются в воде, тогда как сплав, состоящий из 5 % цинка, 50 % меди и 45 % алюминия, при нормальных условиях взаимодействует с водой и выделяет водород.***

Как и металлы, сплавы имеют кристаллическое строение, и их свойства зависят от их строения. При кристаллизации в некоторых сплавах образуются химические соединения, а в некоторых – атомы металлов с химической точки зрения связь не образуют. Такие сплавы называются ***твердыми растворами.*** Данные о некоторых сплавах приводятся в табл. 10.

- ***Гомогенные сплавы – это сплавы, образованные из металлов с близкими значениями радиусов атомов, в узлах кристаллической решетки которых атомы***

http://eduportal.uz

***могут обмениваться местами* (Cu—Au, Ag—Au, Na—K, Bi—Sb).**

- ***Гетерогенные сплавы – это сплавы, состоящие из металлов с различными значениями радиусов атомов, в узлах кристаллической решетки которых атомы не могут обмениваться местами* (Sn—Al, Zn—Al).**
- ***Интерметаллические (межметаллические) сплавы — это сплавы, состоящие из металлов с резко различающимися значениями электроотрицательности. В них металлы соединяются в различных эквивалентных соотношениях и образуют химические соединения* ($CuZn$, Cu_3Al, Cu_5Zn_8).**

Таблица 10

Сплав	Состав сплава, %	Область применения
Дюралюминий	Al 95–97; Cu 1,4; Mg 0,4–2,8; Mn 0,2–1	Самолетостроение
Никелин	Cu 67; Ni 32; Mn 1	Изготовление отопительных приборов
Пехрал	Fe 73; Cr 18; Ni 9	В качестве нержавеющей стали
Вольфрамовая сталь	Fe 70–85, W 12–23; Cr 2–6; C 0,5–0,6	Изготовление скоростных режущих приборов
Свинцовый баббит	Pb 80–82; Sn 16–18	Производство подшипников
Оловянный баббит	Sn 82–84; Sb 10–12; Cu 6	Машиностроение
Смешанные баббиты	Pb 64–66; Sn 15–17; Cu 0,3	Машиностроение, изготовление литья
Ферронихром	Ni 40–70; Fe 22–55; Cr 15–18	Изготовление электронагревательных приборов
Типографский сплав	Pb 55-75; Sb 15–25; Sn 10–20	Типография

http://eduportal.uz

В отдельных случаях металлы не растворяются друг в друге и не могут образовывать сплавы.

В повседневной жизни почти не встречаются предметы, изготовленные из чистого металла. При изготовлении сплавов их свойства должны быть рассчитаны заранее. Кристаллические решетки сплавов резко отличаются от таковых чистых металлов. На рис. 13 показаны кристаллические решетки чистого цинка (*а*) и меди (*б*), а также кристаллическое строение их твердого раствора (*в, г*).

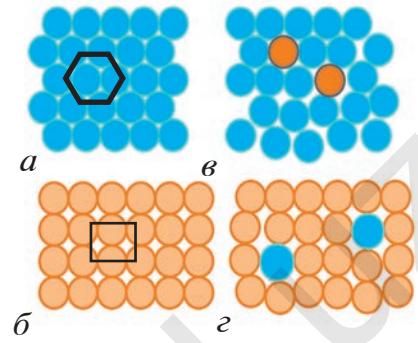


Рис. 13. Цинк (а) и медь (б), а также их твердые растворы (в,г)

Благодаря разнообразию свойств сплавы широко используются в промышленности и в повседневной жизни. Например, бронза (сплав олова и меди) была известна еще 5000 лет тому назад. В настоящее время самыми распространенными являются сплавы на основе железа и алюминия.

Элементы ЗУН: место металлов в периодической таблице, металлы, встречающиеся в природе в свободном виде и в виде соединений, пирометаллургические, гидрометаллургические и электрометаллургические способы получения металлов, сплавы.

Вопросы и задания

1. Как получают сплавы?
2. От чего зависят свойства сплавов?
3. Определите формулу химического соединения, состоящего из 60 % меди и 40 % цинка.
4. Сколько граммов 20 %-ной азотной кислоты потребуется для полного растворения 10 г сплава, состоящего из 99 % меди и 1 % бериллия?
5. Спросите у преподавателя, что означают номера проб на золотых изделиях 375, 583, 750, 958 и запишите ответ в тетрадь.
6. Почему нельзя использовать алюминиевые сплавы при изготовлении бытовой посуды?
7. Соберите данные о сплавах, используемых людьми издавна, и обсудите их на заседании химического кружка.

http://eduportal.uz

§ 17 Физические и химические свойства металлов

Что вы знаете о сходстве и различиях металлической связи с другими видами химической связи?

Физические свойства. Металлы при нормальных условиях — твердые вещества (кроме франция и ртути). Металлы в кристаллическом состоянии хорошо отражают свет, поэтому для них характерен металлический блеск. Благодаря хорошему светоотражению индий и серебро используются при изготовлении прожекторов и рефлекторов. Все металлы, кроме алюминия и магния, в измельченном (порошкообразном) состоянии имеют темный или темно-серый оттенок. Кроме золота и меди, все остальные металлы излучают белый или различные оттенки серого цвета.

Все металлы хорошо проводят электрический ток и тепло. Медь и серебро в этом отношении стоят на первом месте.

Металлы обладают ковкостью и пластичностью. Ковкость — это способность вещества изменять свою форму в результате внешних воздействий. Самым ковким металлом считается золото, которое можно раскатать в тонкую фольгу и вытянуть в тонкую нить.

Металлическая связь. Характерные свойства металлов объясняются особенностями их внутреннего строения. В узлах кристаллической решетки металлов находятся нейтральные атомы, положительно заряженные ионы, а между ними постоянно двигаются свободные электроны. В металлах постоянно происходит отделение электронов от атомов и присоединение их к ионам. Наличие этих свободных электронов обусловливает хорошую электро- и теплопроводность металлов. Электроны считаются общими для всего кристалла.

- ***Химическая связь, возникающая между положительными ионами и общими электронами в металле, называется металлической связью.***

Металлическая связь характерна только для металлов независимо от их агрегатного состояния.

http://eduportal.uz

Плотность, температура плавления и кипения, твердость зависят от таких специфических свойств атомов, как заряд ядра, масса и прочность металлической связи.

По общей плотности металлы делятся на легкие, т.е. с плотностью, меньшей 5000 кг/м^3 (литий, натрий, магний, алюминий), и тяжелые, плотность которых выше 5000 кг/м^3 (цинк, железо, медь, ртуть, золото, платина, осмий и др.).

Самая низкая температура плавления присуща ртути (–38,87 °С), а самая высокая вольфраму (3410 °С). Самые твердые металлы – хром и вольфрам, а самые мягкие – натрий, калий и индий.

Химические свойства. Химические свойства металлов определяются способностью их атомов легко отдавать валентные электроны и превращаться в соответствующие ионы. В химических реакциях атомы металлов проявляют восстановительные свойства. Например, при горении в присутствии кислорода атом металла, отдавая валентные электроны, превращается в положительно заряженный ион – окисляется, а атом кислорода, присоединяя электроны, превращается в отрицательно заряженный ион – восстанавливается:

$$M - n\bar{e} \rightarrow M^{+n}, \qquad nO_2 + 4n\bar{e} \rightarrow 2nO^{2-},$$

$$4M + nO_2 \rightarrow 2M_2O_n.$$

При взаимодействии натрия и хлора натрий отдает электроны хлору, при взаимодействии цинка с серной кислотой отданные цинком электроны принимает водород (напишите уравнения реакций).

← Усиление восстановительных свойств простых веществ, – $n\bar{e}$

Li	**Cs**	**K**	**Ca**	**Na**	**Mg**	**Al**	**Mn**	**Zn**	**Cr**	**Fe**	**Ni**	**Sn**	**Pb**	**H_2**	**Cu**	**Ag**	**Hg**	**Au**
–3,04	–3,01	–2,92	–2,87	–2,71	–2,37	–1,66	–1,18	–0,76	–0,74	–0,44	–0,25	–0,14	–0,13	0,00	+0,34	+0,80	+0,85	+1,50
Li^+	Cs^+	K^+	Ca^{+2}	Na^+	Mg^{+2}	Al^{+3}	Mn^{+2}	Zn^{+2}	Cr^{+3}	Fe^{+2}	Ni^{+2}	Sn^{+2}	Pb^{+2}	$2H^+$	Cu^{+2}	Ag^+	Hg^{+2}	Au^{+3}

Усиление окислительных свойств гидратированных ионов, + $n\bar{e}$ →

http://eduportal.uz

Электрохимический ряд напряжений металлов. Металлы по-разному проявляют восстановительные свойства (см.табл.). Цинк вытесняет свинец из нитрата свинца(II):

$$Zn + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb\downarrow + Zn(NO_3)_2.$$

Однако свинец при таких же условиях не может вытеснять цинк. Следовательно, цинк по сравнению со свинцом является сильным восстановителем. В свою очередь свинец вытесняет медь из ее солей, значит, по сравнению с ней является более сильным восстановителем.

Способность одних металлов вытеснять другие металлы из их соединений была впервые подробно изучена русским ученым Н.Н.Бекетовым (1865 г.). Он расположил металлы в «вытеснительный ряд» и указал место водорода в этом ряду. В настоящее время данный ряд называется электрохимическим рядом напряжений или рядом стандартных электродных потенциалов металлов.

Каждый металл вытесняет все следующие за ним металлы из растворов их солей. Металлы, расположенные слева от водорода, вытесняют его из растворов кислот (металлы, расположенные между литием и магнием, вытесняют водород из воды при нормальной температуре). Металлы, расположенные справа от водорода, не способны вытеснять его из водных растворов кислот. Насколько атом металла легко отдает свои валентные электроны, настолько сильным восстановителем он считается.

Элементы ЗУН: физические свойства металлов, металлическая связь, металлы – восстановители, электрохимический ряд напряжений металлов.

Вопросы и задания

1. Где расположены металлы в периодической таблице?
2. В каком виде металлы встречаются в природе?
3. Какие способы получения металлов вы знаете? Приведите примеры.
4. От чего зависит хорошая электро- и теплопроводность металлов?

http://eduportal.uz

5. Какие тяжелые и легкие металлы вы знаете?
6. Какой металл самый твердый, а какой – самый пластичный?
7. Чем объясняются химические свойства металлов?
8. Может ли ртуть вытеснить медь из раствора ее соли?
9. Какая связь характерна для металлов и в чем ее сущность?
10. В чем сущность электрохимического ряда напряжений металлов?
11. При воздействии медью на раствор нитрата серебра выделилось 4,3 г серебра. Сколько граммов нитрата серебра было в исходном растворе?

§ 18 Коррозия металлов

Почему металлические предметы ржавеют? Как можно предотвратить ржавление металлических предметов (различных деталей)?

Под влиянием окружающей среды металлические предметы окисляются, образуя оксиды, гидроксиды, соли, и разрушаются. Встречаются следующие виды коррозии: химическая, биохимическая, или биокоррозия, электрохимическая. По протеканию коррозионного процесса различают атмосферную, жидкостную или электролитическую, почвенную или подпочвенную, электрокоррозию, трещинную и коррозию, возникающую в результате напряжения металла.

- ***Коррозия – это разрушение металла под воздействием окружающей среды.***
- ***Химическая коррозия – это разрушение металла, возникающее в результате взаимодействия металла с окислителем из внешней среды.***
- ***Электрохимическая коррозия – это разрушение металла при непосредственном контакте с другими металлами, электролитом и водой.***

Примером химической коррозии может служить окисление натрия и кальция на воздухе, ржавление железа во влажном воздухе или разрушение металла при взаимодействии его с

http://eduportal.uz

не пропускающими электрический ток жидкостями (нефтью, толуолом, бензином) в среде сероводорода, галогенов, оксида серы(IV) и других газовых средах. При этом электроны из металлов переходят к окислителям:

$$\begin{cases} Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}, \\ 2H_2O + O_2 + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-, \\ 2Fe^{2+} + 2H_2O + O_2 \rightarrow 2Fe(OH)_2, \\ 4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4Fe(OH)_3, \end{cases}$$

$$4Fe + 2nH_2O + 3O_2 = 2Fe_2O_3 \cdot nH_2O,$$

или $4Fe + 6H_2O + 3O_2 = 4Fe(OH)_3$.

$Fe(OH)_3$ — это гидроксид железа(III) или ржавчина на поверхности железных предметов.

При электрохимической коррозии происходят сложные процессы. Так как в технике используются металлы, имеющие в своем составе примеси других металлов, при соприкосновении металлов с раствором электролита образуется непрерывно действующий гальванический элемент, и при этом более активный элемент разрушается. На воздухе на поверхности любого металлического изделия происходит конденсация воды. При этом атмосферные газы растворяются, и образуется электролит. Если металл соприкасается с другим металлом или если он содержит примеси, то образуется гальваническая пара, которая подвергает металл электрохимической коррозии. Чистые металлы электрохимической коррозии не подвергаются.

Коррозия наносит большой ущерб народному хозяйству. Более всего подвергаются коррозии автомобили, приборы и оборудование химической промышленности, трубы и другие металлические изделия.

Казалось бы, металлы, расположенные левее в ряду напряжений и являющиеся активными, легче должны были бы подвергаться коррозии. В действительности не всегда происходит так. Например, алюминий, находящийся в начале электрохимического ряда напряжений металлов, несколько защищен от атмосферной коррозии. Это объясняется тем,

http://eduportal.uz

что на поверхности алюминия образуется оксид алюминия, который тонкой пленкой покрывает поверхность и тем самым защищает его от внешнего воздействия. Если пленку убрать, то алюминий быстро начнет коррозироваться.

В народном хозяйстве для защиты металлических конструкций от водной или почвенной коррозии используются электрохимические методы. На практике широко применяются следующие методы защиты металлов и металлоконструкций от коррозии:

- ***Создание защитного слоя.***
- ***Уменьшение активности коррозионной среды (ингибирование).***
- ***Изменение свойств металлов (очистка от примесей или добавление примесей).***
- ***Электрохимическая защита.***
- ***Использование химически устойчивых материалов.***

Как уже указывалось выше, коррозия наносит ощутимый ущерб народному хозяйству, поэтому защите металлов от коррозии придается большое значение. В связи с этим рассмотрим подробнее важнейшие из перечисленных выше методов защиты.

Создание защитного слоя. Для защиты от коррозии на поверхность металла наносятся различные покрытия из лаков, красок, эмалей, смол, пластмасс, оксидов (окисление), солей (фосфатирование) и др.

Фосфатирование – это получение на поверхности черных и цветных металлов фосфатного слоя. Этот способ основан на взаимодействии металла с фосфорной кислотой и растворами ее солей, в результате которого на поверхности металла образуется слой нерастворимых солей – фосфатов. Вещества, используемые для получения фосфатного слоя, входят в ряд анодных ингибиторов.

В силу хороших электроизоляционных свойств фосфатных покрытий, их используют при изготовлении деталей электромашин, а также для создания электроизоляционных покрытий на поверхности электротехнических и других сталей.

Можно фосфатировать предметы любого размера и формы,

http://eduportal.uz

используя фосфатирующие растворы с различным температурным режимом, за сравнительно короткое время. Фосфатирование металлических поверхностей перед покраской обеспечивает прочное соединение стали с краской, а также уменьшение коррозионных разрушений при различных дефектах поверхности.

Образование фосфатного покрытия сопровождается выделением водорода. Атомы железа поэтапно замещают атомы водорода в составе кислоты: $2H_3PO_4 + Fe = Fe(H_2PO_4)_2 + H_2\uparrow$,

$Fe(H_2PO_4)_2 + Fe = 2FeHPO_4 + H_2\uparrow$, $2FeHPO_4 + Fe = Fe_3(PO_4)_2 + H_2\uparrow$.

В большинстве случаев поверхность металлов покрывают другими, более устойчивыми к коррозии металлами (никель, цинк, хром, алюминий, золото, серебро). При разрушении защитного слоя, т.е. при обнажении поверхности металла, защищаемый металл попадает в агрессивную среду, образуется гальванический элемент, и металл подвергается коррозии. Если металлическое покрытие состоит из более активного металла, чем защищаемый металл, например, поверхность железа покрыта цинком, то металл, образующий защитный слой, становится анодом, и такое покрытие называется ***анодным***. Защищаемый металл (железо) является катодом и не будет разрушаться до тех пор, пока не разрушится весь цинковый слой. Металлы, менее активные, чем защищаемый металл, образуют катодные покрытия. При разрушении катодного покрытия защищаемый металл быстро ржавеет.

Уменьшение активности коррозионной среды. Для ликвидации вредных примесей и уменьшения количества растворенного кислорода и солей, способствующих коррозии металлов, применяют ингибиторы, которые замедляют процесс коррозии металлов.

Ингибиторы – это специальные вещества, при добавлении небольших количеств которых в коррозионную среду (10^{6-}–10^{3-} моль/л) процесс коррозии замедляется или прекращается полностью. В качестве ингибиторов применяются различные индивидиуальные органические и неорганические

вещества, а также их смеси. Ингибиторы используются для защиты металлов от коррозии в атмосферной, кислотной среде, от коррозии под воздействием морской воды, охладителей, окислителей, смазочных материалов и др. Защитные свойства ингибиторов основаны на адсорбции их на поверхности металла, замедляющей котодные и анодные процессы.

Электрохимическая защита. Сущность электрохимической защиты состоит в том, что защищаемый объект присоединяется к катоду источника постоянного тока. В результате сам объект превращается в катод. Такая защита от коррозии называется ***катодной***. При этом в качестве анода используется металлический лом, который коррозируется, а защищаемый объект сохраняется. При протекторной защите к защищаемому объекту присоединяются пластинки — протекторы из более активного металла. В образованной гальванической паре протектор является анодом, а защищаемый объект — катодом. При этом протектор постепенно разрушается, а коррозия металлического объекта приостанавливается.

В настоящее время создаются не только новые способы защиты, но и новые пластмассы, способные заменить металлы, кислоустойчивые цементы и др.

Элементы ЗУН: коррозия, химическая и электрохимическая коррозия, защитные слои, электрохимическая защита.

Вопросы и задания

1. Проследите за изменениями, происшедшими на поверхности металлического предмета, оставленного во влажном месте на открытом воздухе, через некоторое время. Что произошло? Почему? Обоснуйте свой ответ.
2. Какие существуют виды коррозии?
3. Как можно защитить металлы от коррозии?
4. Предложите свой проект защиты металлов от коррозии.
5. Железо под воздействием кислорода и воды образует ржавчину: $4Fe + 6H_2O + 3O_2 = 4Fe(OH)_3$. Какой объем (л, н.у.) кислорода потребуется для ржавления 2,24 г железа?
6. Сколько ржавчины $Fe(OH)_3$ образуется в результате кор-

http://eduportal.uz

розии 28 г железа? Какой объем (л, н.у.) кислорода необходим для протекания реакции?

7. Напишите уравнения реакций для осуществления следующих превращений:

$$Fe \rightarrow FeO \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe.$$

8. Какой объем (л,н.у.) кислорода необходим для полного окисления 12,8 г меди и сколько граммов оксида меди образуется в результате реакции?

§ 19 Электролиз и его практическое значение

С помощью какого процесса из раствора поваренной соли можно получить три вида сырья, важных для народного хозяйства?

Окислительно-восстановительный процесс, протекающий при пропускании электрического тока через раствор или расплав электролита называется электролизом.

Сущность электролиза состоит в том, что на катоде идет процесс восстановления, а на аноде – окисления. При пропускании электрического тока через раствор электролита положительно заряженные ионы направляются к катоду и, принимая электроны, превращаются в нейтральные атомы, отрицательно заряженные ионы направляются к аноду и, отдавая электроны, теряют заряд.

Для подтверждения указанного рассмотрим электролиз водного раствора хлорида меди(II) $CuCl_2$. При пропускании через раствор электрического тока ионы Cu^{2+} и Cl^- в растворе двигаются к соответствующим электродам, на которых протекают следующие процессы:

Катод $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0$, анод $2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2^0$.

При пропускании электрического тока через раствор соли металла, электродный потенциал которого меньше –0,41 эВ /атом, на катоде должны восстанавливаться не ионы металла, а молекулы воды. Для доказательства рассмотрим электролиз водного раствора NaCl:

http://eduportal.uz

Катод ← Na^+ $Cl^- \rightarrow$ анод

(Анод) $2H_2O + 2\bar{e} = H_2^0 + 2OH^-$; $2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2^0$.

При этом молекулы воды восстанавливаются только при электролизе раствора соли того металла, который в ряду стандартных электродных потенциалов расположен перед алюминием. Это объясняется тем, что процесс восстановления молекул воды осложняется из-за сильного напряжения, и для их восстановления необходима дополнительная сила тока. Самая низкая разность потенциалов в процессе электролиза называется напряжением распада, и сила электропроводности соответствующего гальванического элемента всегда больше E, т.е. $E_{расп.} > E$:

$\eta = E_{расп.} - E$, где η – сильное напряжение.

Аноды бывают двух видов – растворимые и нерастворимые. Растворимые аноды – это электроды, которые разрушаются в процессе электролиза, т.е. переходят в раствор в виде ионов. Например, если при пропускании электрического тока через раствор $CuCl_2$ в качестве анода взять медную пластинку, то на катоде выделяется медь, а на аноде хлор не выделяется. При этом условии атомы меди по сравнению с ионами хлора легко отдают электроны. В результате сам анод растворяется, т.е. медь из анода переходит в раствор в виде ионов Cu^{2+}.

В промышленности растворимые аноды применяются для получения чистых веществ, покрытия одних металлов другими и т.д. Так, при никелировании изделий анод изготавливается из никеля, а никелируемое изделие является катодом. Оба электрода погружаются в раствор соли никеля.

Нерастворимые аноды обычно изготавливаются из золота, платины или графита. В процессе электролиза нерастворимые аноды не переходят в раствор в виде ионов. При этом на поверхности анода окисляются или ионы кислотного остатка, или молекулы воды. Если электролит концентрированный, то ионы бескислородных кислот, например Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-} легко теряют заряды. Анионы кислородсодержащих кислот,

http://eduportal.uz

например SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, NO_3^- не теряют заряды. При электролизе кислородсодержащей кислоты или раствора ее соли на аноде окисляются молекулы воды и выделяется газообразный кислород.

При пропускании электрического тока через водный раствор соли, образованной активным металлом и кислородсодержащей кислотой, например Na_2SO_4, и катионы, и анионы соли не будут терять заряд. На катоде вода восстанавливается, а на аноде окисляется. Поэтому на катоде выделяется водород, а на аноде – кислород:

$$Na_2SO_4 + H_2O \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + H_2O\ (H^+ + OH^-),$$

(Катод) $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H^+$, (Анод) $4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O + O_2$.

В результате процесса электролиза происходит разложение воды и увеличение концентрации раствора соли. Зачастую электролиты подвергают электролизу в состоянии расплава. У электролитов, подобных NaCl, в состоянии расплава разрушается ионная кристаллическая решетка. Образовавшийся расплав состоит из беспорядочно двигающихся ионов. Так как в расплаве NaCl положительно заряжены только ионы Na^+ ($NaCl \xrightarrow{расплав} Na^+ + Cl^-$), при электролизе на катоде теряют заряд именно эти ионы: $Na^+ + \bar{e} = Na^0$.

В настоящее время в промышленности многие металлы (Al, Mg, Ca, Na и др.) получают путем электролиза расплавов. Водород, кислород, фтор, хлор, щелочи также получают путем электролиза. Электролиз широко используется при очистке металлов, нанесении металлических покрытий (никелирование, хромирование, покрытие золотом). Никелевое, хромовое, золотое покрытия не только придают предметам красивый вид, но и предохраняют их от химического разрушения (коррозии).

Восстановительный процесс, происходящий **на катоде,** осуществляется в соответствии с местоположением металлов в ряду электрохимического напряжения.

http:eduportal.uz

Li, Rb, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb, H	Cu, Ag, Hg, Pt, Au
Восстанавливается молекула воды или катион H^+: $2H_2O + 2\bar{e} = H_2\uparrow + 2OH^-$ или $2H^+ + 2\bar{e} = H_2\uparrow$	Восстанавливается в основном металл и частично катион H^+: $Me^{n+} + n\bar{e} = Me^0$, $2H_2O + 2\bar{e} = H_2\uparrow + 2OH^-$, $2H^+ + 2\bar{e} = H_2\uparrow$	Восстанавливается только металл: $Me^{n+} + n\bar{e} = Me^0$

Окислительный процесс, происходящий **на аноде**, зависит от вида анода и природы анионов:

– если на инертных анодах (Pt, графит) происходит окисление анионов бескислородных кислот (Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}), то в растворах, содержащих анионы кислородсодержащих кислот, окисляются ионы OH^- и выделяется кислород.

– на растворимых анодах (Cu, Ag, Ni, Zn) растворяется металл, взятый в качестве анода.

Например: Zn(анод) $-2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$.

1. При электролизе растворов соединений металлов, расположенных в ряду активности до алюминия, на катоде выделяется водород:

Катод “–”	$CaCl_2$ $\uparrow\downarrow$	Анод “+”
	$Ca^{2+} + 2Cl^-$	
$2H^+ + 2\bar{e} = H_2\uparrow$ Ca^{2+}	$2H^+ + 2OH^-$ $Ca^{2+} + 2OH^- = Ca(OH)_2$	$2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2\uparrow$ $2OH^-$

2. При электролизе растворов соединений металлов, расположенных в ряду активности после алюминия, на катоде выделяется металл:

Катод “–”	$CuCl_2$ $\uparrow\downarrow$	Анод “+”
	$Cu^{2+} + 2Cl^-$	
$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0$ $2H^+$	$2H^+ + 2OH^-$ $2H^+ + 2OH^- = 2H_2O$	$2Cl^- - 2\bar{e} = Cl_2^0\uparrow$ $2OH^-$

При электролизе бескислородных кислот и растворов солей, содержащих бескислородный остаток, на аноде происхо-

http://eduportal.uz

дит окисление кислотного остатка, за исключением иона F (см. вышеприведенные примеры).

4. При электролизе кислородсодержащих кислот и растворов их солей на аноде окисляются ионы OH^- и выделяется кислород: $4OH^- - 4\bar{e} = 2H_2O + O_2$.

Электролиз раствора $CuSO_4$:

$$CuSO_4 + H_2O = Cu^{2+} + SO_4^{2-} + H_2O\ (H^+ + OH^-).$$

На катоде $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0$. На аноде $2OH^- - 2\bar{e} = H_2O + O^0$. В растворе остается: $2H^+ + SO_4^{2-}$, т.е. H_2SO_4.

5. При электролизе в качестве нерастворимого анода используются пластины инертных материалов или графит. При использовании в качестве растворимого анода Cu, Ni, Ag, Fe и др. именно они окисляются при электролизе.

При проведении электролиза в промышленности в атмосферу выделяются различные газообразные продукты, загрязняющие окружающую среду. Обезвреживание выделяющихся газов или их использование в других процессах позволит решить экологические проблемы.

Сегодня в ряде научных лабораторий проводятся исследования, направленные на эффективное использование соединений, дополнительно образующихся в процессе электролиза. В табл. 11 приводятся вещества, выделяющиеся при электролизе растворов солей.

Для определения массы веществ, выделяющихся на электродах в процессе электролиза, используются законы Фарадея:

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F},$$

где m — масса вещества, выделившегося при электролизе;

E — эквивалент вещества, выделяющегося на электродах;

I — сила тока; t — время прохождения тока;

F — число Фарадея, определяемое в соответствии с единицей времени: за 1 с — F = 96500; за 1 мин — F = 1608,33; за 1 ч — F = 26,8.

http://eduportal.uz

Таблица 11

№	Электролиты	Продукты электролиза	
		на катоде	на аноде
1	Соли, образованные от активных металлов и кислородсодержащих кислот	H_2	O_2
2	Соли, образованные от активных металлов и бескислородных кислот	H_2	S, галоген
3	Соли, образованные от неактивных металлов и кислородсодержащих кислот	Металл и H_2 (если концентрация иона H^+ большая)	O_2
4	Соли, образованные от неактивных металлов и бескислородных кислот	Металл, иногда H_2 (если концентрация иона H^+ большая)	H_2S, галоген

Элементы ЗУН: электролиз, катод, анод, катион, анион, законы электролиза.

Вопросы и задания

1. Что такое электролиз?
2. Объясните процессы, протекающие на катоде и аноде при электролизе растворов нитрата меди(II) и хлорида натрия.
3. В каком порядке выделяются металлы при электролизе раствора, содержащего ионы цинка, железа, свинца?
4. Каково практическое значение электролиза?

Наглядные задачи и примеры

Задача 1. Объясните процессы, протекающие на электродах при электролизе расплава иодида натрия.

http://eduportal.uz

Решение: 1) в расплаве иодида натрия диссоциация происходит следующим образом: $NaI = Na^+ + I^-$;

2) на катоде происходит следующий процесс: катод, имеющий отрицательный заряд, отдает электроны положительно заряженному иону металла. Na^+ притягивается к катоду и, принимая электрон, восстанавливается. Катод(-) $Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^0$;

3) на аноде происходит следующий процесс: на аноде электроны положительно заряжены и притягивают к себе отрицательно заряженные ионы. Анионы йода, отдавая электроны аноду, окисляются. Анод(+) $2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2$;

4) молекулярное уравнение процесса электролиза:

$$2NaI \xrightarrow[\text{расплав}]{\text{электролиз}} 2Na + I_2.$$

Задача 2. Объясните процесс электролиза водного раствора сульфата меди(II) на инертном электроде.

Решение. В водном растворе сульфата меди(II) имеются следующие ионы: $CuSO_4 = Cu^{2+} + SO_4^{2-}$;

2) на катоде происходит следующий процесс:

Катод (–) $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$;

3) на аноде происходит следующий процесс:

Анод(+) $2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow 4H^+ + O_2$.

Следовательно, при электролизе раствора $CuSO_4$:

$$2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2Cu + 2H_2SO_4 + O_2\uparrow.$$

Задача 3. При электролизе раствора едкого натрия на инертном электроде при н.у. на катоде выделяется 11,2 л водорода. Определите объем кислорода, который выделяется в это же время на аноде.

Решение: 1) напишем формулу электролиза раствора едкого натрия на инертном электроде: $NaOH = Na^+ + OH^-$.

На катоде (–): $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H^+ + 2OH^-$.

На аноде (+): $4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$.

Следовательно, при электролизе раствора едкого натрия вода подвергается электролизу: $2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2H_2 + O_2$;

http://eduportal.uz

2) определяем объем выделившегося кислорода.

При выделении на катоде 2 л водорода на аноде выделяется 1 л кислорода. Следовательно,

$$\begin{cases} 2\ л\ H_2 \rightarrow 1\ л\ O_2, \\ 11{,}2\ л\ H_2 \rightarrow x\ л\ O_2. \end{cases}$$

$$x = \frac{11{,}2\ л}{2} = 5{,}6\ л.$$

Ответ: 5,6 л O_2.

► **Задача 4.** Как изменяется концентрация соли при электролизе соли NaF?

► **Решение.** Напишем формулу электролиза раствора соли NaF:

$NaF \rightleftarrows Na^+ + F^-$,

$Na^+ + F^- + H_2O = 2H_2\uparrow + O_2\uparrow + NaF$.

Процесс можно представить следующим образом:

K (–) H_2 $\qquad$ $NaF \rightleftarrows \boxed{Na^+} + \boxed{F^-}$ $\qquad$ A(+) O_2

$4H_2O \rightleftarrows \boxed{4H^+} + \boxed{4OH^-}$

$2H_2O + 2\bar{e} = 2H_2\uparrow + 2OH^-$ $\qquad$ $2H_2O + 4\bar{e} = O_2\uparrow + 4H^+$.

При электролизе раствора соли NaF из воды, содержащейся в растворе, выделяются H_2 и O_2. Следовательно, вода подверглась электролизу, и в результате ее уменьшения в растворе увеличилась концентрация NaF.

► **Задача 5.** Какой объем (при н.у.) водорода выделится на катоде при пропускании через раствор гидроксида натрия в течение 1,5 ч электрического тока силой 6А?

► **Решение:** 1) процесс электролиза раствора гидроксида натрия происходит в следующем виде:

K (–) H_2 $\qquad$ $NaOH \rightleftarrows \boxed{Na^+} + \boxed{OH^-}$ $\qquad$ A(+) O_2

$4H_2O \rightleftarrows \boxed{4H^+} + \boxed{4OH^-}$

$2H_2O + 2\bar{e} = H_2\uparrow + 2OH^-$ $\qquad$ $2H_2O + 2\bar{e} = O_2\uparrow + 4H^+$;

2) запишем процесс электролиза в окончательном виде и найдем объем H_2, выделившегося на катоде:

$$NaOH + 2H_2O \xrightarrow{электролиз} 2H_2 + O_2 + NaON.$$

http://eduportal.uz

В условии задачи дано:
I = 6А; t = 1,5 ч.; $E(H_2)$ = 11,2 л; F = 26,8; $V(H_2)$ = ?

$$V = \frac{E \cdot I \cdot t}{F} = \frac{11{,}2 \cdot 6 \cdot 1{,}5}{26{,}8} = 3{,}76 \text{ л.}$$

Ответ: 3,76 л H_2.

Задача 6. Через смесь растворов, содержащую 400 мл 0,2 М $Cu(NO_3)_2$ и 200 мл 0,3 М $AgNO_3$, в течение 3860 с пропускали электрический ток силой 5А. Определите массу соли, оставшейся в растворе после окончания процесса электролиза.

Решение: 1) запишем формулу процесса электролиза:

$Cu(NO_3)_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2NO_3^-$,

$AgNO_3 \rightleftarrows Ag^+ + NO_3^-$.

Вода, хотя и незначительно, также выделяет в раствор ионы H^+ и OH^-. Значит, в растворе содержатся ионы Cu^{2+}, Ag^+, NO_3^- а также H^+ и OH^-.

На катоде ионы восстанавливаютсяв следующем порядке: Ag^+; Cu^{2+}; H^+.

А на аноде ионы окисляются в следующем порядке: OH^-; NO_3^-;

2) в окончательном виде процесс электролиза происходит так:
на 1-м этапе — $2AgNO_3 + H_2O \rightarrow 2Ag + 0{,}5O_2 + 2HNO_3$;
на 2-м этапе — $Cu(NO_3)_2 + H_2O \rightarrow Cu + 0{,}5O_2 + 2HNO_3$.

При достаточном количестве тока на 3-м этапе происходит электролиз воды;

3) найдем массу солей в растворе:

а) $m(AgNO_3) = \frac{C_m \cdot m \cdot V}{1000} = \frac{0{,}3 \cdot 170 \cdot 200}{1000} = 10{,}2$ г;

б) $m(Cu(NO_3)_2) = \frac{0{,}2 \cdot 188 \cdot 400}{1000} = 15{,}04$ г;

4) на 1-м этапе процесса электролиза ток расходуется на $AgNO_3$. Определим количество электрического тока, потраченного на восстановление иона Ag^+, образовавшегося при диссоциации 10,2 г $AgNO_3$. Из формулы

$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F}$ следует $I = \frac{m \cdot F}{E(AgNO_3) \cdot t}$;

http://eduportal.uz

$$I = \frac{10{,}2 \cdot 96500}{170 \cdot 3860} = 1{,}5 \text{ A};$$

5) если на $AgNO_3$ израсходовано 1,5 А от 5А, то на $Cu(NO_3)_2$ потрачено 5–1,5 = 3,5А.

Определим количество соли $Cu(NO_3)_2$, подвергшейся электролизу при пропускании тока силой 3,5А через раствор в течение 3860 с:

$$m(Cu(NO_3)_2) = \frac{E(Cu(NO_3)_2) \cdot I \cdot t}{F} = \frac{94 \cdot 3{,}5 \cdot 3860}{96500} = 13{,}16 \text{ г.}$$

Значит, в 13,16 г $Cu(NO_3)_2$ произошло восстановление ионов меди;

6) в растворе было 15,04 г $Cu(NO_3)_2$, 13,16 г из них подверглось электролизу. Значит, 15,04 – 13,16 = 1,88 г $Cu(NO_3)_2$ осталось.

Ответ: оставшаяся соль — $Cu(NO_3)_2$, ее масса 1,88 г.

► **Задача 7.** Каким образом можно повысить концентрацию соли сульфат натрия (Na_2SO_4) в растворе? Поясните свои предложения. Одно из них таково: при электролизе 500 г 10 %-ного раствора сульфата натрия на катоде выделяется 112 л (при н.у.) водорода. Определите концентрацию растворимого в растворе, оставшемся после электролиза. В течение скольких часов ток силой 8А пропускали через раствор в этом процессе? Обсудите свое предложение о повышении концентрации соли Na_2SO_4 в растворе с преподавателем и одноклассниками.

► **Решение:** 1) найдем массу соли в 500 г 10 %-ного раствора:

$m(Na_2SO_4) = 500 \cdot 0{,}1 = 50$ г; m(воды) = 500 – 50 = 450 г;

2) сколько граммов воды подверглось расщеплению, если в процессе электролиза выделилось 112 л водорода?

$$Na_2SO_4 \rightleftarrows 2Na^+ + SO_4^{2-},$$

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^- \ (\alpha = 10^{-9}).$$

$$K\ (-) \quad 2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-,$$

$$A\ (+) \quad 2H_2O - 2\bar{e} \rightarrow O_2\uparrow + 4H^+.$$

http://eduportal.uz

Заключительная реакция электролиза:

$$Na_2SO_4 + \underset{36\ г}{\overset{x}{2H_2O}} \rightarrow \underset{44{,}8\ л}{\overset{112\ л}{2H_2}} + O_2\uparrow + Na_2SO_4,$$

$$\frac{x}{36} = \frac{112}{44{,}8},\ x = \frac{36 \cdot 112}{44{,}8} = 90\ г\ H_2O;$$

3) 90 г воды распалось в процессе электролиза, и масса раствора составила (500-90) 410 г. В 410 г раствора содержится 50 г Na_2SO_4. Определим ее процентное содержание.

$$C\ (Na_2SO_4) = \frac{50}{410} \cdot 100\ \% = 12{,}195\ \%;$$

4) найдем время, потраченное на электролиз:

$$t = \frac{m \cdot F}{E \cdot I} = \frac{90 \cdot 26{,}8}{9 \cdot 8} = 33{,}5\ ч.$$

Ответ: 12,195 %-ный раствор, 33,5 ч.

Задачи и примеры для самостоятельного решения

1. Покажите схематично процесс электролиза раствора солей $Ca(NO_3)_2$, $FeCl_3$, Na_2S, $ZnCl_2$, NaCl, $MnSO_4$, если анодом является графит.
2. Какой процесс протекает при электролизе раствора $AgNO_3$, если в качестве анода применяются серебро, графит?
3. Сколько серебра выделится на катоде и какое вещество, в каком количестве выделится на аноде, если в течение 30 мин пропускать через раствор $AgNO_3$ ток силой 6 А?
4. Какое вещество выделяется на аноде при электролизе расплава NaCl? А при электролизе раствора?
5. Объясните процесс, который будет протекать при электролизе раствора нитрата никеля(II) с участием инертного электрода.
6. Какие вещества будут выделяться на электродах при электролизе с помощью инертных электродов водных растворов солей $AuCl_3$, K_3PO_4, $Pt(NO_3)_2$?
7. Рассчитайте массу выделившегося на катоде серебра, если при электролизе с помощью инертного электрода раствора нитрата серебра на аноде выделяется 12 г кислорода.

http://eduportal.uz

Тестовые задания по пройденным темам

1. Какой из металлов не взаимодействует с концентрированной серной кислотой?

   A) Ti; B) Mg; C) Zn; D) Fe.

2. Сколько атомов в 13,5 г алюминия?

   A) $7{,}02 \cdot 10^{23}$; B) $5{,}01 \cdot 10^{23}$;
   C) $6{,}02 \cdot 10^{23}$; D) $3{,}01 \cdot 10^{23}$.

3. Сколько граммов меди вытеснят 2,8 г железа из раствора $CuSO_4$?

   A) 3,2; B) 6,4; C) 3,02; D) 0,64.

4. Какому элементу соответствует химическая электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$?

   A) Cu; B) Al; C) Fe; D) Mg.

5. При электролизе раствора какой соли на катоде не выделяется металл?

   A) $CuSO_4$; B) $AgNO_3$; C) NaCl; D) $CuCl_2$.

6. Сколько литров водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 21 г гидрида кальция с водой?

   A) 44,8; B) 11,3; C) 22,4; D) 66,8.

7. Какие металлы могут вытеснить медь из растворов ее солей?

   A) Al, Zn, Fe; B) Ag, Pb, Zn;
   C) Fe, Hg, Sn; D) Ag, Pb, Fe.

8. Какую из следующих реакций невозможно осуществить?

   A) $Cu + HCl \rightarrow$; B) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow$;
   C) $Fe + Cl_2 \rightarrow$; D) $CuO + H_2 \rightarrow$.

9. Укажите ряд, где представлены только металлы.

   A) B, Zn, Al; B) Be, B, C;
   C) Zn, Mg, Si; D) Ca, Sr, Po.

10. Укажите вещество, которое вступает во взаимодействие с цинком и образует цинкат.

    A) H_2SO_4; B) H_2O; C) NaOH; D) O_3.

http://eduportal.uz

§ 20 Щелочные металлы

В чем причина усиления металлических свойств щелочных металлов с увеличением их атомных масс?

Элементы литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr составляют основную подгруппу первой группы периодической таблицы (табл. 12).

- ***Литий* Li, *натрий* Na, *калий* K, *рубидий* Rb, *цезий* Cs, *франций* Fr *называются щелочными металлами.***
- ***Термин “щелочной металл” связан с разъедающим свойством гидроксидов этих металлов.***

Строение атомов. На внешнем электронном слое атомов щелочных металлов имеется по одному *s*-электрону, и поэтому они входят в семейство *s*-элементов.

Характеристики щелочных металлов *Таблица 12*

Элемент	Химический символ	Относительная атомная масса	Порядковый номер, заряд ядра	Электронная конфигурация	Температура плавления, °C	Плотность, кг/м^3
Литий	Li	6,939	3	[He]2s^1	180,52	534
Натрий	Na	22,989	11	[Ne]3s^1	97,79	971
Калий	K	39,102	19	[Ar]4s^1	63,63	862
Рубидий	Rb	85,47	37	[Kr]5s^1	39,03	1532
Цезий	Cs	132,905	55	[Xe]6s^1	28,36	1873
Франций	Fr	223	87	[Rn]7s^1	26,83	2480

В химических реакциях щелочные металлы легко отдают свои валентные электроны и превращаются в ионы с зарядом +1. Щелочные металлы являются самыми сильными восстановителями и во всех соединениях проявляют степень окисления, равную +1.

С возрастанием заряда ядер атомов увеличиваются число электронных слоев и радиусы атомов, уменьшаются сила

http://eduportal.uz

притяжения внешних электронов к ядру и энергия ионизации, усиливается активность металлов. Франций не встречается в природе, это – искусственный радиоактивный элемент, и поэтому среди существующих металлов самым сильным восстановителем и самым активным является цезий.

Биологическое значение щелочных металлов и их применение

Среди щелочных металлов литий обладает стимулирующим, тератогенным и антидепрессантным свойствами. В мышечной ткани человека содержится $0{,}023 \cdot 10^{-4}$ % лития, в крови — 0,004 мг/л. Ежедневно с пищей в организм человека должно поступать 0,1–2 мг этого элемента. Отравляющая доза лития 92–200 мг. В организме человека содержание лития составляет в среднем (на 70 кг веса) 0,67 мг.

Содержание натрия в мышечной ткани человека составляет 0,26–0,78 %, в костном мозге – 1,0 %, в крови – 1970 мг/л. Ежедневно с пищей в организм человека должно поступать 5 г натрия. Этот элемент нетоксичен. В организме человека содержание натрия составляет в среднем (на 70 кг веса) 70 г.

Количество калия в мышечной ткани человека составляет 1,6 %, в костном мозге – 0,21 %, в крови – 1620 мг/л. Ежедневно с пищей в организм человека должно поступать 1,4–3,4 г калия. Отравляющая доза равна 6 г. В организме человека в среднем содержится (на 70 кг веса) 250 г калия.

Натрий и калий – важнейшие для жизнедеятельности человека элементы. Калий-натриевый “насос” в клетках живых организмов необходим для осуществления жизненно важной биохимической деятельности у человека (нормализация давления крови, стимуляция сердечной мышцы), а также для обеспечения доставки солевых растворов от корня к листьям и интенсификации процесса фотосинтеза у растений. Хлорид натрия NaCl, известный как поваренная соль, является необходимым веществом для живых организмов. Поваренная соль широко используется в медицине (физиологический раствор), в пищевой и химической промышленности. Глау-

http://eduportal.uz

берова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ применяется в медицине (слабительное средство) и в химической промышленности. Чилийская селитра $NaNO_3$ в больших количествах используется в сельском хозяйстве как удобрение. Обезвоженная сода Na_2CO_3 и кристаллическая сода $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ применяются в производстве стекла, мыла, при получении натриевых соединений, для смягчения воды в паровых котлах, производстве красок, бумаги, а также в быту.

Калий имеет большое значение для растений. Недостаток калия приводит к снижению урожайности и качества сельскохозяйственной продукции. Такие соединения калия, как хлорид KCl, нитрат KNO_3, сульфат K_2SO_4, карбонат K_2CO_3 (имеется в растительной золе) применяются в качестве удобрений. Рубидий обладает стимулирующими свойствами. В мышечной ткани человека его содержание составляет $0{,}1–5 \cdot 10^4$ %, в крови – 2,5 мг/л. Рубидий малотоксичен. Ежедневно с пищей в организм человека должно поступать 1,5–6 мг. В организме человека содержится в среднем (на 70 кг веса) 680 мг рубидия. Содержание цезия в мышечной ткани человека равно $0{,}07–1{,}6 \cdot 10^{-4}$ %, в костном мозге — $1{,}3–5{,}2 \cdot 10^{-6}$ %, в крови – 0,0038 мг/л. Ежедневно с пищей в организм человека должно поступать 0,004–0,03 мг цезия. Цезий нетоксичен.

Элементы ЗУН: литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций, щелочный металл, строение атома, биологическое значение.

Вопросы и задания

1. Какие элементы являются щелочными металлами?
2. Почему цезий считается самым сильным восстановителем и самым активным среди металлов?
3. Объясните биологическую значимость калия и натрия для организма человека.
4. Расскажите о биологическом значении натрия для организма человека.

http://eduportal.uz

§ 21 Свойства натрия и калия и их важнейшие соединения

Какие соединения натрия и калия, используемые в жизни, вы знаете?

Na (+11) 2; 8; 1 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$				
$T_{пл}$,°C	$T_{кип}$,°C	ρ, г/см^3	E, В	Открыт
97,79	883	0,971	-2,71	Г.Деви, 1807 г.

$NaCl$, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, Na_3AlF_6, $KCl \cdot NaCl$, $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, $NaNO_3$, $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, полевой шпат

$NaCl \xrightarrow{\text{электролиз}}$ **Na** $\longrightarrow$ NaH, $NaNH_2 + H_2$, Na_2O_2, $NaOH$, Na_2O, $NaHal$, Na_2S.

Применение: Медицина, производство минеральных удобрений, охладитель в атомных реакторах.

Распространение в природе. Натрий и калий широко распространены в природе, но входят в состав многих горных пород и минералов только в виде соединений. Хлорид натрия (поваренная соль) содержится в озерной, морской и океанической воде, в отдельных случаях встречается в виде каменной соли в подземных слоях толщиной до 100 м.

Глауберова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ и чилийская селитра $NaNO_3$ – также натриевые соединения, которые широко распространены в природе.

Калий входит в состав таких соединений, как сильвинит $KCl \cdot NaCl$, индийская селитра KNO_3, карналлит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, а также в состав растений.

http://eduportal.uz

K (+19) 2; 8; 8; 1 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$				
$T_{пл}$,°C	$T_{кип}$,°C	ρ, г/см^3	E, В	Открыт
63,63	774	0,862	-2,71	Г.Деви, 1807 г.

Сильвинит $KCl \cdot NaCl$,
карналлит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$,
каинит $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$,
ортоклаз $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$.

$KCl \xrightarrow{электролиз}$ **K** $\longrightarrow$ KCl, KH, $KO_2+K_2O_2$, KOH, K_2O, $KHal$.

Применение

Медицина,
производство черного пороха,
производство минеральных удобрений,
производство спичек,
получение титана,
охладитель в атомных реакторах.

- ***В Узбекистане калийные соли добываются в месторождениях Тубокат в Кашкадарьинской области и Ходжаикан в Сурхандарьинской области.***
- ***Каменная соль (хлорид натрия) добывается в месторождениях Ходжаикан, Тубокат, Барсакельмес, Байбичакан, Аккала.***
- ***На Кунградском содовом заводе в Каракалпакстане вырабатываются различные виды соды.***
- ***На основе Тепакотанского месторождения калийных солей в Дехканабадском районе Кашкадарьинской области построен Дехканабадский завод калийных удобрений.***

Получение. В промышленности натрий и калий получают путем электролиза из расплавленных солей. Например, расплав хлорида натрия диссоциирует на соответствующие ионы:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-.$$

http://eduportal.uz

При пропускании постоянного электрического тока ионы натрия направляются к катоду и, присоединяя электрон, выделяются в свободном виде; ионы хлора притягиваются анодом и, отдавая электрон, выделяются в виде свободного хлористого газа:

$Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^0$, $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$, $Cl^- + Cl^- \rightarrow Cl_2^0$.

Физические свойства. Натрий и калий – мягкие металлы серебристого цвета (см.табл.12). Подобно типичным металлам натрий и калий обладают высокой электро- и теплопроводимостью, металлическим блеском, пластичностью. Ионы натрия и калия окрашивают пламя в характерные цвета: натрий – в желтый, калий – в бледно-фиолетовый. По этим свойствам определяют их соединения.

Химические свойства. Как и все щелочные металлы, натрий и калий являются сильными восстановителями. Они вступают во взаимодействие со всеми неметаллами. В соединениях всегда проявляют степень окисления +1.

При горении натрия и калия в присутствии кислорода образуются пероксиды Na_2O_2 и KO_2 (или K_2O_4), а также Na_2O и K_2O в качестве побочных продуктов (чистые оксиды получают при нагревании пероксидов с металлом):

$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$, Na–O–O–Na,

$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$, Na–O–Na.

Из щелочных металлов только литий образует оксид, вступая в реакцию с кислородом: $4Li + O_2 = 2Li_2O$.

Чистый Na_2O и K_2O получают путем воздействия на их пероксиды металлом: $Na_2O_2 + 2Na = 2Na_2O$.

На воздухе натрий и калий быстро покрываются оксидным слоем, поэтому их хранят в керосине.

При взаимодействии натрия и калия с галогенами образуются хлориды, а при взаимодействии с водородом – гидриды:

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ (хлорид натрия),

$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$ (хлорид калия),

$2K + H_2 \rightarrow 2KH$ (гидрид калия).

http://eduportal.uz

При взаимодействии натрия и калия с серой образуются сульфиды: $2Na + S \rightarrow Na_2S$ (сульфид натрия),
$2K + S \rightarrow K_2S$ (сульфид калия).

Соединения натрия и калия с неметаллами — твердые соединения с ионной связью.

При обычных условиях натрий и калий бурно реагируют с водой: реакция может протекать с горением или взрывом. В результате образуются гидроксид натрия и калия и водород:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow; \quad 2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow.$$

Натрий и калий также бурно реагируют с кислотами. При взаимодействии с HCl, HBr, HI, H_2S, H_2SO_4 (разб.) выделяется водород и образуется соль: $2K + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2\uparrow$.

Гидроксиды щелочных металлов — NaOH, KOH, LiOH, RbOH, CsOH. Хорошо растворимы в воде. Вступают во все реакции, присущие всем основаниям (см. тему “Основания” в учебнике химии 7 класса). Гидроксиды окрашивают лакмус в синий, а фенолфталеин – в розовый цвет.

Гидроксид натрия NaOH называют еще каустической содой. Для получения NaOH в лабораторных условиях на металлический натрий, оксид или пероксид натрия воздействуют водой: $Na_2O + H_2O = 2NaOH$.

В промышленности NaOH получают путем электролиза раствора поваренной соли:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{электролиз} \underset{\text{в растворе}}{2NaOH} + \underset{\text{на аноде}}{Cl_2} + \underset{\text{на катоде}}{H_2\uparrow}.$$

Гидроксид калия в лабораторных условиях также получают при взаимодействии металлического калия и оксида калия с водой, а в промышленности – при электролизе раствора хлорида калия. Гидроксиды натрия и калия имеют большое практическое значение и используются в различных областях промышленности.

http://eduportal.uz

Гидроксид калия применяется для получения различных солей калия, жидкого мыла, при изготовлении щелочных аккумуляторов.

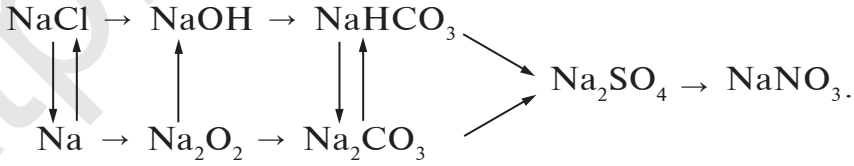
Пероксид натрия (Na_2O_2) – вещество, образуемое при горении металлического натрия. Он обладает способностью поглощать углекислый газ. Именно это его свойство используется в подводных лодках для поглощения углекислого газа, скопившегося в помещениях:

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 \rightarrow 2Na_2CO_3 + O_2\uparrow.$$

Для получения пероксида водорода также используется пероксид натрия. При этом проводится реакция взаимодействия холодной серной кислоты и пероксида натрия:

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O_2.$$

Напишите уравнения реакций, позволяющие осуществить следующие превращения, и выскажите свое мнение о генетической связи между соединениями натрия:



Элементы ЗУН: поваренная соль, каменная соль, сильвинит, глауберова соль, карналлит, электролиз поваренной соли, пероксиды, едкий натрий и едкий калий.

http://eduportal.uz

Вопросы и задания

1. Раскажите о физических и химических свойствах натрия и калия.
2. Сколько водорода (л, н.у.) можно получить при взаимодействии 46 г натрия с водой?
3. Какое количество металла калия потребуется для приготовления 700 г 8 %-ного раствора KOH?
4. Можно ли получить натрий и калий путем электролиза соответствующих растворов солей?
5. Напишите формулы и названия важнейших солей натрия и калия.
6. В каких целях используются соединения натрия и калия?
7. Найдите массу гидроксида калия и 20 %-ной серной кислоты, необходимых для получения 34,8 кг сульфата калия.
8. Найдите уравнения реакций получения NaOH с использованием Na, Na_2O, воды и поваренной соли.
9. Напишите уравнения реакций взаимодействия NaOH с:

   CO_2, P_2O_5, H_3PO_4, $CuCl_2$.

§ 22 Производство соды

Что вы знаете о таких соединениях, как безводная сода, кристаллическая сода, питьевая сода, каустическая сода? В чем их различие?

Сода Na_2CO_3 — одно из важнейших соединений натрия, имеющих практическое значение для народного хозяйства. Сода используется в качестве сырья во многих отраслях промышленности, в частности, она является основной составной частью шихты (смесь сырья, взятого в определенном соотношении) в производстве стекла, применяется при изготовлении бумаги из целлюлозы, в текстильной промышленности, при получении мыла путем нейтрализации жирных кислот, входящих в состав жиров и масел, а также синтетических жирных кислот, для облегчения буровых работ при добыче нефти, в производстве моющих средств из нафтеновых кислот, получаемых при переработке нефти, при синтезе других солей натрия.

http://eduportal.uz

В природе сода встречается в небольших количествах, не способных удовлетворить потребности промышленности. Поэтому большое значение имеет синтез соды из дешевого сырья.

Первая технологическая схема синтеза соды была предложена в XVIII веке французским врачом Л.Лебланом, которая получила название сульфатного способа, или способа Леблана. Сущность способа заключалась в том, что поваренная соль, взаимодействуя с серной кислотой, переходит в сульфат натрия. Na_2SO_4 при нагревании с углем переходит в сульфид натрия, который при нагревании с порошкообразным известняком образует соду: $NaCl \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow Na_2S \rightarrow Na_2CO_3$:

1) $2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$,

2) $Na_2SO_4 + 2C \rightarrow Na_2S + 2CO_2\uparrow$,

3) $Na_2S + CaCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CaS\downarrow$.

Для отделения соды, образовавшейся при нагревании с известняком, твердую массу размельчают в специальных мельницах и растворяют в воде.

CaS плохо растворяется в воде, поэтому раствор отделяют, упаривают, в результате чего сода кристаллизуется. Из-за дороговизны этот способ позднее был заменен другим более экономичным аммиачным способом.

Аммиачный способ, предложенный Е.Г.Сольвэ, заключается в насыщении концентрированного раствора поваренной соли аммиаком, образующимся при обработке хлорида аммония гашеной известью, затем (под давлением) обработке углекислым газом и насыщенным раствором поваренной соли. Раствор охлаждается, и при этом плохо растворимый гидрокарбонат натрия выпадает в осадок, который при нагревании образует соду:

1) $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O$,

2) $NH_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow NH_4HCO_3$,

3) $NH_4HCO_3 + NaCl \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$,

4) $2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$.

http://eduportal.uz

Сода в виде $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ является кристаллогидратом и используется в качестве моющего средства. При высокотемпературном нагревании она переходит в кальцинированную (обезвоженную) соду Na_2CO_3 (железная сода). Сода в виде $NaHCO_3$ называется пищевой содой, которая используется в различных бытовых целях.

Элементы ЗУН: безводная сода, кристаллическая сода, пищевая сода, метод Леблана, аммиачный способ.

Наглядные задачи и примеры

Пример 1. В химический стакан со 100 г воды опустили 3,45 г металлического натрия. Вычислите массу образовавшегося гидроксида и его массовую долю в растворе.

Решение: 1) запишем уравнение реакции происшедшего химического процесса:

$$\begin{array}{lcl} 3{,}45 & x & y \\ 2Na + 2H_2O = & 2NaOH + & H_2\uparrow. \\ 46 & 80 & 2 \end{array}$$

В результате химической реакции образуется NaOH (x) и выделяется водород (y):

а) найдем массу образовавшегося NaOH:

$$\frac{3{,}45}{46} = \frac{x}{80}, \quad x = \frac{3{,}45 \cdot 80}{46} = 6 \text{ г};$$

б) найдем массу выделившегося водорода H_2:

$$\frac{3{,}45}{46} = \frac{y}{2}, \quad y = \frac{3{,}45 \cdot 2}{46} = 0{,}15 \text{ г};$$

2) определим массу образовавшегося раствора:

100 + 3,45 – 0,15 = 103,3 г;

вычислим массовую долю 6 г NaOH в 103,3 г раствора:

$$\omega = \frac{6}{103{,}3} = 0{,}058.$$

Ответ: образовалось 6 г NaOH, массовая доля NaOH в растворе 0,058.

Пример 2. При расворении в воде 1 г гидрида неизвестного металла выделилось 0,56 л водорода. Определите неизвестный металл.

http://eduportal.uz

Решение. При растворении в воде гидридов металлов образуется основание и выделяется водород. Исходя из этого, запишем уравнение происшедшей химической реакции:

$$\underset{A+n}{\overset{1}{MeH_n}} + nH_2O = Me(OH)_n + \underset{22,4\,n}{\overset{0,56}{nH_2}}.$$

Найдем массу A атома неизвестного металла, с помощью уравнения:

$$\frac{1}{A+n} = \frac{0,56}{22,4n}.$$

$0,56\,(A+n) = 22,4\,n \cdot 1$, $\quad 0,56A + 0,56n = 22,4\,n$,

$0,56A = 22,4\,n - 0,56\,n$, $\quad 0,56A = 21,84\,n$.

Если металл одновалентный: $n = 1$.

Тогда $0,56A = 21,84$. Отсюда $\quad A = \frac{21,84}{0,56} = 39$,

что соответсвует одновалентному щелочному металлу калию. Значит, для реакции был взят гидрид калия KH. При валентности металла, равной двум или трем, условие примера не удовлетворяется.

Ответ: гидрид калия KH.

Вопросы и задания

1. Перечислите области применения соды.
2. Почему аммиачный способ (Сольвэ) экономичнее, чем сульфатный (Леблана)? Обоснуйте ответ.
3. Какой способ получения соды можете предложить вы?
4. Рассчитайте расход всех веществ, необходимых для получения 15 кг кальцинированной соды аммиачным способом.
5. Какое количество 96 %-ного раствора серной кислоты (ρ=1,84 г/мл) необходимо для получения 15 кг бытовой соды?
6. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

а) $Li \xrightarrow{+O_2} X \rightarrow LiOH \rightarrow LiCl$;

б) $Na \rightarrow Na_2O_2 \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_3PO_4$.

http://eduportal.uz

§ 23 Кальций и магний

Какие соединения кальция, производимые в Узбекистане, вы знаете? В каких областях они применяются?

Расположение в периодической таблице. Магний Mg и кальций Ca – элементы основной подгруппы второй группы периодической таблицы.

- ***Элементы основной подгруппы второй группы* Ca, Sr, Ba *называются щелочноземельными металлами.***
- ***Термин “щелочноземельные металлы” связан с разъедающим свойством их гидроксидов и тем, что раньше труднорастворимые оксиды назывались землями.***

Строение атома. На внешнем электронном слое атомов магния и кальция имеется по два электрона, и поэтому эти элементы входят в семейство *s*-элементов.

Характеристики магния и кальция *Таблица 13*

Элемент	Химический символ	Относительная атомная масса	Порядковый номер, заряд ядра	Электронная конфигурация	Температура плавления, °C	Плотность, кг/м^3
Магний	Mg	24,305	12	[Ne]3s^2	651	1738
Кальций	Ca	40,08	20	[Ar]4s^2	850	1550

В химических реакциях атомы этих металлов как восстановители отдают два электрона, превращаясь в ион с зарядом +2. Во всех соединениях они проявляют степень окисления +2.

Распространение в природе. Кальций и магний считаются одними из самых распространенных элементов в природе. В земной коре содержание магния составляет 3,35 %, кальция – 3,5 %. Многие минералы, такие как магнезит $MgCO_3$, кальцит $CaCO_3$, доломит $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, горькая соль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, силикаты – асбест $CaO \cdot 3MgO \cdot 4SiO_2$ являются природными источниками этих элементов.

http://eduportal.uz

Ca (+20) 2; 8; 8; 2 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$				
$T_{пл}$,°C	$T_{кип}$,°C	ρ, г/см^3	E, В	Открыт
850	1480	1,55	-2,82	Г.Деви, 1808 г.

Известняк, мел, мрамор, $CaCO_3$, гипс, алебастр $CaSO_4 \cdot H_2O$, апатит $Ca_3(PO_4)_2$, фторапатит $Ca_5(PO_4)_3F$.

$CaCl_2 \xrightarrow{электролиз}$ **Ca** $\rightarrow$ CaH_2, $Ca(NO_3)_2$, CaO, $Ca(OH)_2$, Ca_3N_2, $CaHal_2$, CaS, $CaSO_4$.

Применение

Цветная металлургия, строительство, силикатная промышленность, медицина.

- ***В Узбекистане имеется около 20 месторождений мрамора. В настоящее время мрамор добывается в карьерах Газган, Нурата, Зирбанд.***
- ***Запасы фосфоритов сосредоточены в месторождениях Каракат в Центральном Кызылкуме и в Северном Джетытау.***

Получение. В промышленности кальций и магний получают путем электролиза расплавов их солей.

Свойства. Магний и кальций – легкие металлы серебристо-белого цвета. На воздухе они быстро окисляются, образуя пленку, которая защищает металл. Кальций – более активный металл, чем магний, и в силу сильно выраженных щелочных свойств хранится в керосине (табл.13).

http://eduportal.uz

Mg (+12) 2; 8; 2 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$				
$T_{пл}$, °C	$T_{кип}$, °C	ρ, г/см^3	E, В	Открыт
650	1090	1,74	-2,36	Дж. Блэк, 1755 г.

Магнезит $MgCO_3$,
горькая соль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$,
карналлит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$,
олевин $MgSiO_3$.

$MgO \cdot CaO$,
MgO,
$MgCl_2$.

→ **Mg** →

MgH_2,
$Mg(NO_3)_2$,
MgO,
$Mg(OH)_2$,
Mg_3N_2,
$MgHal_2$,
MgS,
$MgSO_4$.

Применение

Интерметаллические соединения,
ракетная техника,
силикатная промышленность,
текстильная промышленность,
получение квасцов.

Металлические свойства у кальция и магния выражены слабее, чем у щелочных металлов, потому что на внешнем электронном слое атомов этих металлов на один электрон больше, чем у щелочных.

Магний горит ослепительным белым пламенем, взаимодействует с галогенами и азотом, а также вступает в реакцию с углекислым газом и водяными парами:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO, \qquad 3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2,$$

$$Mg + Br_2 \rightarrow MgBr_2,$$

$$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C,$$

$$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2\uparrow.$$

При нормальных условиях кальций легко взаимодействует с кислородом воздуха, галогенами:

http://eduportal.uz

$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$ (оксид кальция),

$Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$ (хлорид кальция).

При нагревании вступает в реакцию с азотом, фосфором, серой, углеродом и водородом:

$3Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2$ (нитрид кальция),

$3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2$ (фосфид кальция),

$Ca + S \rightarrow CaS$ (сульфид кальция),

$Ca + 2C \rightarrow CaC_2$ (карбид кальция),

$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$ (гидрид кальция).

Как и щелочные металлы, кальций бурно реагирует с кислотами: $Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2\uparrow$.

Реагируя с водой при нормальных условиях, он образует гидроксид кальция: $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$.

Применение. Магний и кальций, а также их соединения используются во многих отраслях народного хозяйства. Из металлического магния и кальция изготовляют легкие и прочные сплавы. Магний широко используется в осветительных ракетах, маяках, фотографии. Кальций и магний составляют основу таких строительных материалов, как асбест, алебастр, гипс, известь, мрамор, простой и силикатный кирпич, цемент. Соли магния и кальция широко применяются в медицине. Это — магнезит, жженая магнезия, хлорид кальция, глюконат кальция, тальк и др. Соединения кальция, в частности известь, находят применение в производстве стекла, стали, чугуна; карбонат кальция и гашеная известь – в уменьшении кислотности почвы, а также в производстве резины, красок, зубных паст (карбонат кальция), при изготовлении оптических приборов (исландский шпат), в борьбе с вредителями сельского хозяйства.

Прозрачный раствор гидроксида кальция называется известковой водой, а белый водный раствор – известковым молоком. Гашеная известь широко используется в строительстве. С помощью известкового молока в производстве сахара очищают сок сахарной свеклы.

http://eduportal.uz

Биологическое значение. Кальций и магний относятся к элементам, важным в биологическом отношении.

Как известно, жизнь на нашей планете возникла благодаря кислороду, который поставляют в основном растения. Кроме того, растения занимают важное место в пищевой цепи, превращая углекислый газ, содержащийся в воздухе, при участии солнечных лучей в органические молекулы – запасные питательные вещества. В клетках растений этот процесс осуществляют комплексы хлоропласта и хлорофилловые зерна, содержащие магний в качестве центрального атома. Соединения кальция в живой природе составляют основу опорно-двигательной системы животных и обладают защитной функцией. Дисбаланс кальция в организме приводит к аллергическим заболеваниям, а также к заболеваниям костной ткани. Свертываемость крови и активность некоторых ферментов непосредственно связаны с кальцием.

- ***Магний и кальций – важнейшие химические элементы для всех форм жизни.***
- ***Магний составляет основу хлорофилла, выполняющего важную функцию в растениях.***
- ***В составе костей животных содержится 80% фосфата кальция.***

Содержание магния в мышечной ткани составляет 0,09 %, в костном мозге – 0,07–0,18 %, в крови – 37,8 мг/л. Каждый день в организм с пищей должно поступать 250–380 мг магния. В организме человека (на 70 кг веса) содержится в среднем 42 г магния.

Содержание Са в мышечной ткани достигает 0,14–0,7 %, в костном мозге – 17 %, в крови – 60,5 мг/л. Ежедневно с пищей в организм должно поступать 0,6–1,4 г кальция. В организме человека (на 70 кг веса) содержится в среднем 1,7 кг кальция, при этом примерно 99 % его приходятся на кости, а 1 % – на кровь и лимфу.

Соединение “Аскальций”, разработанное профессором И.Р.Аскаровым и разрешенное к применению на практике

http://eduportal.uz

Министерством здравоохранения Республики Узбекистан, имеет в своем составе кальций и магний, а также более 20 микроэлементов. Благодаря способности повышать иммунитет организма Аскальций успешно применяется при лечении заболеваний костей, крови, опасных опухолей, полиомиелита.

В составе хлорофилла – пигмента, участвующего в процессе фотосинтеза в растениях, содержится 3% магния. Недостаток солей магния приводит к обесцвечиванию листьев растений, нарушению фотосинтеза и резкому снижению урожайности.

Соединения. Оксид кальция CaO – одно из широко используемых в народном хозяйстве веществ, которое называют также негашеной известью.

В промышленности оксид кальция получают в цехах "варки извести" путем обжига извястняка:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2\uparrow.$$

Оксид кальция – твердое вещество белого цвета, которое можно встретить на строительных площадках. Оставаясь долгое время на воздухе, начинает взаимодействовать с CO_2 и водяными парами воздуха и утрачивает свои свойства:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3.$$

Оксид кальция бурно реагирует с водой, реакция протекает с выделением тепла: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + Q$.

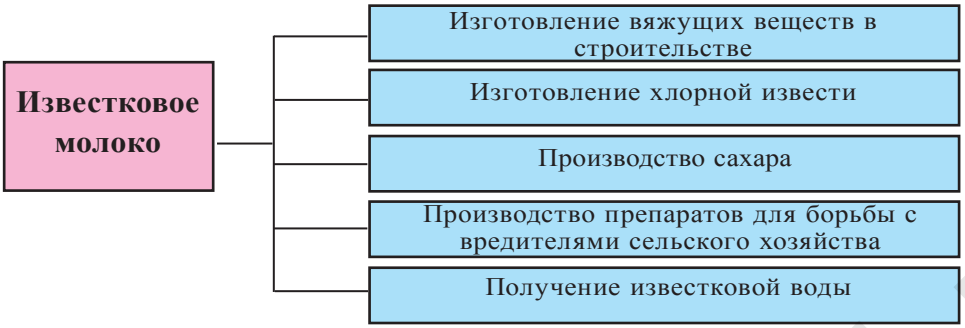
Оксид кальция используется в основном для получения гидроксида кальция.

Гидроксид кальция – $Ca(OH)_2$. Это соединение кальция, называемое гашеной известью, представляет собой пористое вещество белого цвета, мало растворимое в воде(в 1 л воды растворяется 1,56 г $Ca(OH)_2$).

Гашеная известь в смеси с песком, водой и цементом используется в строительстве в качестве вяжущего вещества. Гидроксид кальция вступает во все реакции, характерные для оснований (см. тему "Основания" в учебнике химии 7 класса).

Известковое молоко – водная суспензия гашеной извести, молокообразный мутный раствор.

http://eduportal.uz



Известковая вода – насыщенный раствор гашеной извести, полученный фильтрацией известкового молока. Известковая вода является реактивом для углекислого газа и водорастворимых карбонатов. При пропускании через нее углекислого газа раствор мутнеет: $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$.

В случае дальнейшего пропускания углекислого газа раствор вновь становится прозрачным, так как CO_2, воздействуя на $CaCO_3$, образует водорастворимую соль $Ca(HCO_3)_2$:

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2.$$

Хлорная известь $CaOCl_2$ является окислителем и имеет большое значение в народном хозяйстве. Она широко используется в качестве отбеливателя в текстильной и целлюлозно-бумажной промышленности, а также как дезинфицирующее средство. Хлорную известь получают путем воздействия хлором на гашеную известь:

$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 = Ca(OCl)_2 + CaCl_2 + 2H_2O$.

Гипс. 1) природный гипс – $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; 2) обожженный гипс – $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$; 3) безводный гипс – $CaSO_4$.

Обожженный гипс называется также алебастром:

$$2CaSO_4 \cdot 2H_2O \xrightarrow{150-170^oC} (CaSO_4)_2 \cdot H_2O + 3H_2O.$$

Алебастр широко используется в строительстве, медицине. При смешивании его с водой образуется быстротвердеющая масса: $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O + 3H_2O \rightarrow 2[CaSO_4 \cdot 2H_2O]$.

Фосфат кальция $[Ca_3(PO_4)_2]$ — встречается в природе в основном в виде фосфорита и апатита, а также в составе костей и зубов человека и животных.

http://eduportal.uz

Элементы ЗУН: щелочноземельные металлы, строение атома, известняк, кальцит, мел, мрамор, доломит, гипс, горькая соль, негашеная известь, гашеная известь, биологическое значение.

Вопросы и задания

1. Расскажите об основных физических свойствах магния и кальция.
2. В виде каких соединений магний и кальций встречаются в природе?
3. Как получают кальций в промышленности?
4. Напишите уравнения реакций, выражающих химические свойства магния и кальция.
5. Почему в природе не встречается оксид кальция?
6. Сколько негашеной извести надо взять для получения 2 т 20 %-ного известкового молока, если в составе негашеной извести имеется 90 % оксида кальция?
7. Каково биологическое значение кальция и магния?
8. Как можно избавиться от кислотности почвы?
9. Составьте таблицу, отражающую использование кальция и магния в народном хозяйстве.
10. Напишите реферат о значении кальция и магния для организма человека.
11. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

$$Ca \rightarrow CaH_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2.$$

12. С какой целью гашеная известь используется в строительстве?

§ 24 Жесткость воды и способы ее смягчения

Чем отличаются друг от друга “мягкая” и “жесткая” вода?

Известно, что две трети поверхности нашей планеты покрыты водой. Жизнь человека невозможно представить без воды. Вода, используемая в повседневной жизни и

http://eduportal.uz

производственных процессах, должна быть очищена до определенной степени. В составе природной воды содержатся хлориды магния и кальция, сульфаты, гидрокарбонаты и другие примеси.

- ***Жесткая вода – это вода, содержащая большое количество ионов Ca^{2+} и Mg^{2+}.***
- ***Мягкая вода – это вода, не содержащая ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} или содержащая их в небольшом количестве.***

Жесткая вода считается непригодной для многих технических целей. При использовании жесткой воды стенки котлов отопительных систем покрываются накипью, состоящей из карбонатов магния, кальция и других солей. Накипь затрудняет процесс обогрева, приводит к увеличению расхода топлива, к выходу из строя стенок котлов. В жесткой воде плохо пенится мыло, так как ионы кальция и магния образуют с мылом не растворимые в воде соединения.

В жесткой воде не провариваются мясо, овощи, зерновые, из такой воды нельзя приготовить качественный чай.

Различают временную (карбонатную), постоянную, кальциевую, магниевую и общую жесткость воды.

- ***Временная жесткость связана с наличием в воде гидрокарбонатов кальция и магния [$Ca(HCO_3)_2$; $Mg(HCO_3)_2$].***
- ***Постоянная жесткость связана с наличием в воде сульфатов и хлоридов кальция и магния [$CaSO_4$, $CaCl_2$; $MgSO_4$, $MgCl_2$].***
- ***Кальциевая жесткость связана с наличием в воде солей кальция.***
- ***Магниевая жесткость связана с наличием в воде солей магния.***
- ***Общая жесткость обусловлена суммой солей кальция и магния.***

Для снижения жесткости воды, или ее смягчения применяют дистилляцию (перегонку) воды, а также химические

http://eduportal.uz

способы. При химических способах ионы кальция и магния переводятся в нерастворимые соединения и затем выводятся из воды. Временную жесткость воды можно устранить следующими способами.

1. Путем кипячения:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O + CO_2 \uparrow,$$

$$Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3 \downarrow + H_2O + CO_2 \uparrow.$$

Чтобы заварить чай, нужно вскипятить воду. Обратите внимание на дно посуды, в которой постоянно кипятят воду. Вы увидите нерастворимую камнеобразную накипь. Это – соли $CaCO_3$ и $MgCO_3$.

2. Добавлением известковой воды:

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O,$$

$$Mg(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3{\cdot}MgCO_3\downarrow + 2H_2O.$$

3. Воздействием щелочи:

$$Ca(HCO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2CO_3 + 2H_2O,$$

$$Mg(HCO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow MgCO_3\downarrow + Na_2CO_3 + 2H_2O.$$

4. Добавлением соды (Na_2CO_3), при этом ионы Mg^{2+} и Ca^{2+} выпадают в осадок:

$$Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaHCO_3,$$

$$Mg(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3\downarrow + 2NaHCO_3.$$

Ионы кальция и магния выводятся из раствора в виде нерастворимых карбонатов. Постоянную жесткость воды нельзя устранить путем кипячения. Она устраняется при добавлении соды или фосфата натрия:

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4,$$

$$3MgSO_4 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2\downarrow + 3Na_2SO_4.$$

В промышленности воду смягчают ионообменным способом.

- ***Катиониты – твердые водонерастворимые вещества, содержащие в своем составе катионы, которые***

http://eduportal.uz

могут обмениваться на катионы внешней среды (Ca^{2+}, Mg^{2+}), а также подвижные катионы (Na^{+}).

- ***Аниониты – твердые водонерастворимые вещества, содержащие в своем составе анионы, которые могут обмениваться на анионы внешней среды (SO_4^{2-}, Cl^{-}), а также подвижные анионы.***

Содержащиеся в воде ионы Ca^{2+}, Mg^{2+}, проходя через катионитную колонку, обмениваются на ионы Na^{+} и оседают в колонке, а ионы натрия переходят в воду: $Na_2R+Ca^{2+} \rightarrow 2Na^{+}+CaR$.

R в катионитах – органический радикал сложного строения. Если катиониты способствуют очищению воды от ионов кальция и магния, то аниониты выводят анионы.

Элементы ЗУН: жесткая вода, мягкая вода, временная жесткость, постоянная жесткость, смягчение жесткой воды, иониты, катионит, анионит.

Наглядные задачи и примеры

► **Пример 1.** 10 %-ный раствор хлорида кальция используется в медицине для лечения простудных заболеваний. Какое количество (г) $CaCl_2$ и дистиллированной воды потребуется для приготовления 500 г раствора?

► **Решение:** 1) найдем массу растворимого $CaCl_2$, пользуясь формулой расчета процентной концентрации раствора: из формулы

$$C = \frac{m(растворимое)}{m(раствор)} \cdot 100\ \%$$ следует

$$m(растворимое) = \frac{C \cdot m(раствор)}{100\ \%} = \frac{10\% \cdot 500}{100\%} = 50 \text{ г или}$$

$$m(\text{растворимое}) = 500 \cdot 0{,}1 = 50 \text{ г};$$

2) в 500 г раствора содержание $CaCl_2$ составляет 50 г. Масса растворителя, то есть дистиллированной воды равна $m = 500 - 50 = 450$ г.

Ответ: 50 г $CaCl_2$ и 450 г воды.

http://eduportal.uz

► **Пример 2.** Ежедневная норма потребления кальция человеком составляет 0,8 г. Коровье молоко содержит 0,13 % кальция. Какое количество (г) коровьего молока надо выпивать в день, чтобы полностью удовлетворить суточную потребность организма в кальции? Считайте, что кальций не поступает в организм с другими продуктами.

► **Решение:** 1) в каком количестве коровьего молока содержится 0,8 г кальция?

$$m\ (кор.мол.) = \frac{0{,}8 \cdot 100}{0{,}13} = 165\ г \quad \text{или}$$

$$\begin{cases} \text{в 100 г молока — 0,13 г Ca,} \\ x \text{ г молока — 0,8 г Ca,} \end{cases}$$

$$x = \frac{100 \cdot 0{,}8}{0{,}13} = 615\ г.$$

Ответ: необходимо потреблять 615 г молока.

► **Пример 3.** 20 % организма человека составляют кости, а 20 % костей — фосфат кальция. Зная массу вашего тела, вычислите, какое количество (кг) фосфата кальция и кальция содержится в вашем организме.

► **Решение:** 1) вычислим массу костей:

$$m(\text{кости}) = 70\ кг \cdot 0{,}20 = 14\ кг;$$

2) зная, что 20 % костей составляет $Ca_3(PO_4)_2$, вычислим массу $Ca_3(PO_4)_2$ в 14 кг костей:

$m(Ca_3(PO_4)_2) = 14\ кг \cdot 0{,}20 = 2{,}8\ кг;$

3) вычислим массу кальция в 14 кг $Ca_3(PO_4)_2$:

а) $M(Ca_3(PO_4)_2) = 40 \cdot 3 + (31 \cdot 2 + 16 \cdot 8) = 120 + 62 + 128 =$
$= 310$ г/моль;

б) $\begin{cases} \text{в 310 кг } Ca_3(PO_4)_2 \text{ содержится 120 кг Ca,} \\ \text{в 2,8 кг } Ca_3(PO_4)_2 \text{ — } x \text{ кг Ca.} \end{cases}$

$$x = \frac{2{,}8 \cdot 120}{310} = 1{,}084\ кг.$$

Ответ: 2,8 кг $Ca_3(PO_4)_2$ и 1,084 кг Ca.

http://eduportal.uz

Вопросы и задания

1. В чем состоит различие между временной и постоянной жесткостью воды?
2. Какова степень жесткости речной, морской и дождевой воды?

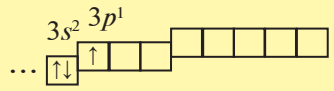
§ 25 Алюминий

Чем активнее металл, тем быстрее он окисляется. Алюминий активнее железа, однако, почему он устойчив на воздухе?

Расположение в периодической таблице элементов. Алюминий расположен в основной подгруппе третьей группы периодической таблицы под порядковым номером 13. Химический символ – Al. Относительная атомная масса равна 26,9815. Алюминий относится к семейству *p*-элементов.

Строение атома. На внешнем электронном слое атома алюминия имеется три электрона.

Al	13	+13	-13	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^1$	$3d^0$



В химических реакциях атом алюминия отдает три электрона и превращается в ион с зарядом, равным +3. Во всех устойчивых соединениях он проявляет степень окисления +3.

Распространение в природе. Алюминий — один из самых распространенных металлов в природе, его содержание на земном шаре составляет 8,8 %, а в земной коре — 7,1 %. В свободном виде не встречается. Известно более 250 минералов, содержащих в своем составе алюминий. Основная часть алюминия встречается в виде алюмосиликатов.

Al (+13) 2; 8; 3 $1s^22s^22p^63s^23p^1$				
$T_{пл}$,°C	$T_{кип}$,°C	ρ, г/см³	E, В	Открыт
660	2500	2,7	-1,66	Х.К.Эрстед, 1825 г

http://eduportal.uz

Каолин $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$,
корунд Al_2O_3,
боксит $Al_2O_3 \cdot nH_2O$,
ортоклаз $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$,
нефелин $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$.

Al_2O_3,
$AlCl_3$.

→ **Al** →

AlH_3,
$Na[Al(OH)_4]$,
Al_2O_3, $Al(OH)_3$,
Al_2S_3,
$AlHal_3$,
AlN,
$Al_2(SO_4)_3$.

Применение

Легкие сплавы,
электротехника,
быт, алюминотермия,
покрытие поверхности стали и чугуна.

- ***Алюмосиликаты – это соли, содержащие в качестве анионов алюминий и кремний, а в качестве катионов – щелочные и щелочноземельные металлы.***

К алюмосиликатам относятся полевой шпат $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ или $KAl_2[Al_2Si_3O_{10}]_2 \cdot (OH)_4$, слюды $K_2O \cdot 2H_2O \cdot 3Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ или $KAl_2(AlSi_3O_{10})(OH)_2$. В результате разрушения алюмосиликатов образуются глины, например, белая глина – каолин $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$. Обычно в глинах содержатся примеси. В состав корунда алюминий входит в виде Al_2O_3. Горные породы бокситы — $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ также содержат алюминий. В качестве примесей в их составе имеются железо, марганец, оксид кремния. Алюминий получают из оксида алюминия, бокситов, нефелинов $(Na,K)_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ или $(K, Na)[AlSiO_4]$.

Содержание алюминия в мышечной ткани составляет 0,07–$2{,}8 \cdot 10^{-4}$ %, в костном мозге — $(4–27) \cdot 10^{-4}$ %, в крови — 0,39 мг/л. Ежедневно вместе с пищей в организм должно поступать 2,45 мг алюминия. В организме человека (на 70 кг веса) содержится в среднем 61 мг алюминия.

http.eduportal.uz

Получение. Алюминий получают электротермическим способом. При этом в расплавленном криолите (Na_3AlF_6). электролитом является растворенный оксид алюминия. В этот расплав добавляют небольшое количество фторида алюминия. Такой электролит хорошо пропускает электрический ток. Электролиз проводится при температуре 800–1000 °С. Через расплав пропускают постоянный ток силой до 80000 А и напряжением 5–8 В. При этом на катоде выделяется алюминий, а на аноде – кислород, который взаимодействует с анодом, изготовленным из углерода:

$Al^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Al^0$,

$2O^{2-} - 4\bar{e} \rightarrow O_2^0$, $\qquad O_2 + 2C \rightarrow CO$.

Электролизер, используемый в промышленности (рис 14), изготовлен из стали и изнутри покрыт углем, угольное покрытие через стальные стержни подключено к отрицательному полюсу и выполняет роль катода. Опущенные сверху в расплав толстые угольные пластинки выполняют роль анода. Со временем анод разрушается, поэтому его периодически обновляют. Электролизер работает непрерывно. Оксид алюминия также подается в электролизер непрерывно. Через каждые двое-трое суток накопившийся алюминий отсасывается с помощью вакуума. Полученный алюминий загрязнен желе-

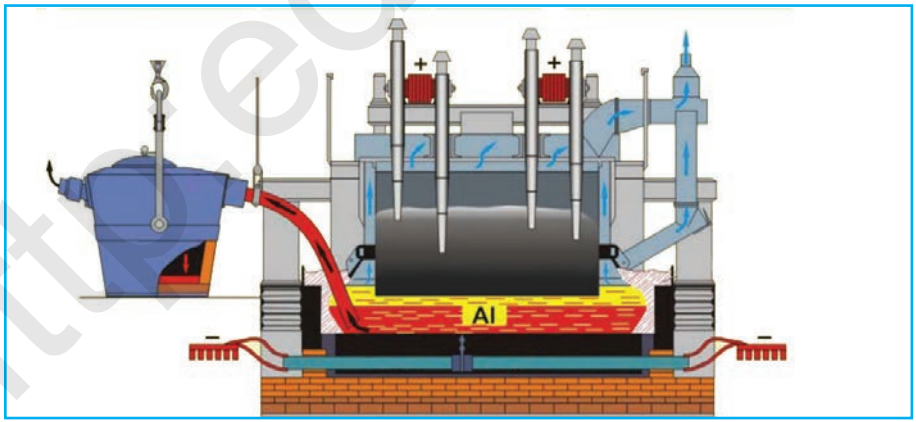


Рис. 14. Электролизер, используемый в промышленности для получения алюминия

http://eduportal.uz

зом, кремнием и другими примесями неметаллического происхождения. Поэтому на следующей стадии его очищают повторным расплавлением и электролизом.

При получении оксида алюминия электролизом из расплава криолита (Na_3AlF_6) в качестве отхода выделяются фтор и его соединения. Токсичные фтористые соединения загрязняют окружающую среду. Получение алюминия сопряжено с очень большими затратами электроэнергии: для получения 1 т алюминия расходуется 13 – 17 тысяч кВт · ч электроэнергии.

Элементы ЗУН: алюминий, полевой шпат, слюда, белая глина—каолин, боксит, криолит, электротермический способ.

Вопросы и задания

1. В каком виде алюминий встречается в природе?
2. Какие меры целесообразно проводить для создания чистой экологической среды на заводах по производству алюминия?
3. В каких целях используются изделия из алюминия в хозяйстве?

§ 26 Свойства алюминия

Почему изделия из алюминия не вступают в реакцию с водой, хотя алюминий является достаточно активным металлом?

Физические свойства. Алюминий – твердый металл серебристо-белого цвета. Плотность 2698 кг/м^3 (2,698 г/см^3). Температура плавления 660,5 °С. Хорошо проводит электрический ток и тепло. Он хорошо выковывается и вытягивается в проволоку. Из алюминия можно изготовить очень тонкую фольгу толщиной 0,01 мм (алюминиевая бумага). На основе алюминия получают различные сплавы, которые считаются ценным сырьем для народного хозяйства.

Химические свойства. При обычной температуре алюминий на воздухе не меняется, так как он быстро окисляется и покрывается тонкой прочной оксидной пленкой, которая защищает его от воды и других факторов: $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$.

http://eduportal.uz

При удалении оксидной пленки алюминий легко взаимодействует с водой, и при этом выделяется водород:

$$2Al + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow.$$

При нагревании алюминий легко взаимодействует с соляной и разбавленной серной кислотами, вытесняя водород:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow.$$

Алюминий не реагирует при обычной температуре с концентрированной азотной кислотой, поэтому эту кислоту обычно хранят в алюминиевой посуде. Однако алюминий вступает в реакцию с разбавленной азотной кислотой:

$$Al + 4HNO_3 = Al(NO_3)_3 + NO + 2H_2O,$$

$$8Al + 30HNO_3 = 8Al(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O.$$

Алюминий легко взаимодействует с растворами щелочей с выделением водорода:

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

($Na[Al(OH)_4]$ — тетрагидроксоалюминат натрия).

При нагревании алюминий взаимодействует с галогенами, фосфором, серой, азотом, углеродом:

$2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$ (нитрид алюминия),

$Al + P \rightarrow AlP$ (фосфид алюминия),

$2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$ (сульфид алюминия),

$4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3$ (карбид алюминия),

$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$ (хлорид алюминия).

Алюминий взаимодействует также с оксидами многих металлов. Если алюминий смешать с оксидами железа(II, III) и поднести к смеси раскаленную проволоку, то произойдет бурная экзотермическая реакция (рис.15.):

$$8Al + 3Fe_3O_4 \rightarrow 4Al_2O_3 + 9Fe + 3300 \text{ кДж}.$$

Рис. 15. Восстановление оксида железа с помощью алюминия

В результате реакции смесь нагреется до 3500 °С. Продукты реакции – оксид алюминия и железо будут в расплавленном

http://eduportal.uz

состоянии. Смесь алюминия с угаром железа, называемая термитом, в некоторых случаях применяется для сварки металлов.

- ***Алюминотермия – способ получения металла путем восстановления его оксидов с помощью алюминия.***

Алюминотермия была впервые открыта русским ученым Н.Н.Бекетовым. Этот метод применяется в металлургической промышленности для получения хрома, марганца, ванадия, циркония, титана из их оксидов.

Элементы ЗУН: алюминий, строение атома, распространение в природе, получение алюминия электротермическим способом, физические свойства, алюминотермия.

Вопросы и задания

1. Какие природные соединения алюминия вы знаете?
2. Какой состав имеет электролит в производстве алюминия?
3. Какое количество алюминия необходимо для восстановления 39 г оксида хрома (III)?
4. Расскажите, в каких отраслях используется алюминий.
5. Определите процентный состав сплава алюминия и меди, если при взаимодействии 10 г этого сплава с избыточным количеством соляной кислоты получено 6,72 л (н.у.) водорода.
6. В 1827 году немецкий ученый Ф. Велер получил алюминий следующим способом: $AlCl_3 + 3K \rightarrow 3KCl + Al$. Сколько металлического калия надо взять, чтобы получить данным способом 5,4 кг алюминия?
7. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al(NO_3)_3$.

Наглядные задачи и примеры

Пример 1. При накаливании на воздухе 5,4 г трехвалентного металла получено 10,2 г оксида этого металла. Определите какой это металл.

http://eduportal.uz

Решение. Запишем уравнение реакции.

$$\underset{4A}{\overset{5,4}{4Me}} + 3O_2 = \underset{4A+96}{\overset{10,2}{2Me_2O_3}}.$$

$$\frac{5,4}{4A} = \frac{10,2}{4A+96},$$

$4A \cdot 10,2 = 5,4(4A + 96)$,

$40,8A = 21,6A + 518,4$,

$19,2A = 518,4$.

$$A = \frac{518,4}{19,2} = 27.$$

Ответ: $A = 27$. Алюминий.

Пример 2. Запишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:

алюминий → тетрагидроксоалюминат натрия → хлорид алюминия → гидроксид алюминия → оксид алюминия → алюминат натрия → сульфат алюминия.

Решение: 1) алюминий → тетрагидроксоалюминат натрия:

$2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + H_2\uparrow$;

2) тетрагидроксоалюминат натрия → хлорид алюминия:

$Na[Al(OH)_4] + 4HCl = NaCl + AlCl_3 + 4H_2O$;

3) хлорид алюминия → гидроксид алюминия:

$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3 + 3NaCl$;

4) гидроксид алюминия → оксид алюминия:

$2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$;

5) оксид алюминия → алюминат натрия:

$Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O$;

6) алюминат натрия → сульфат алюминия:

$2NaAlO_2 + 4H_2SO_4 = Na_2SO_4 + Al_2(SO_4)_3 + 4H_2O$.

Пример 3. Какой объем (л,н.у.) водорода образуется при взаимодействии 270 г алюминиевого сплава, содержащего 20 % меди, с едким натрием?

Решение: 1) из условия известно, что в 270 г сплава содержится 20 % меди и 80 % алюминия. С едким натрием

http://eduportal.uz

взаимодействует только алюминий;

2) найдем массу алюминия в сплаве:

$m(Al) = 270 \cdot 0{,}8 = 216$ г Al;

3) какой объем водорода образуется из 216 г Al?

$$\begin{array}{l} 216 \qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad x \text{ л} \\ 2Al + 2NaOH + 2H_2O = 2NaAlO_2 + 3H_2\uparrow, \\ 54 \qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad 67{,}2 \text{ л} \end{array}$$

$$\frac{216}{54} = \frac{x}{67{,}2}, \quad x = \frac{216 \cdot 67{,}2}{54} = 268{,}8 \text{ л.}$$ ***Ответ:*** 268,8 л H_2.

► **Пример 4.** В составе кристаллогидрата алюминия содержится 51,35 % соли сульфат алюминия. Определите формулу кристаллогидрата?

► **Решение:** 1) в составе кристаллогидрата алюминия $Al_2(SO_4)_3 \cdot nH_2O$ содержится 51,35 % $Al_2(SO_4)_3$ и 48,65 % воды (100 – 51,35 = 48,65 %).

$m(Al_2(SO_4)_3) = 342$ г/моль,

$m(Al_2(SO_4)_3 \cdot nH_2O) = 342 + 18n$ г/моль;

2) 1-й способ: определение формулы кристаллогидрата путем расчета его массовой доли:

$$\omega\,(Al_2(SO_4)_3) = \frac{m(Al_2(SO_4)_3)}{m(Al_2(SO_4)_3 \cdot 18n)} 100\ \%,$$

$$51{,}34 = \frac{342}{342 + 18n} \cdot 100,$$

$51{,}35(342 + 18n) = 342 \cdot 100$, $\quad 17561{,}7 + 924{,}3n = 34200$,

$924{,}3n = 16638{,}3$, $\quad n = 18$. ***Ответ:*** $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$.

2-й способ: определение формулы кристаллогидрата путем расчета массовой доли воды:

$$\omega(H_2O) = \frac{18n}{342 + 18n} = 0{,}4865, \quad 0{,}4865(342 + 18n) = 18n,$$

$166{,}383 + 8{,}757n = 18n$, $\quad -9{,}243n = -166{,}383(-1)$, $\quad n = 18$.

Ответ: $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$.

3-й способ: в кристаллогидрате 51,35 % алюминия и 48,65 %

http://eduportal.uz

воды.

$$Al_2(SO_4)_3 = \frac{51,35}{342} = 0,15, \qquad | \ 0,15 : 0,15 = 1,$$

$$H_2O = \frac{48,65}{18} = 2,7. \qquad | \ 2,7 : 0,15 = 18.$$

Ответ: $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$.

Задачи и примеры для самостоятельного решения

1. Запишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:

   $Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow$
   $\rightarrow AlCl_3 \rightarrow NaAlO_2$.

2. Формула природного соединения алюминия–каолина: $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$. Сколько процентов алюминия в составе каолина?

§ 27 Соединения алюминия. Применение

Что такое рубин, сапфир? Для чего они используются?

Оксид алюминия Al_2O_3 — вещество белого цвета с высокой температурой плавления. В природе он встречается в виде минералов, называемых бокситом и корундом. Оксид алюминия получают путем накаливания его гидроксида:

$$2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2O.$$

Химические свойства. Будучи амфотерным оксидом, оксид алюминия вступает во взаимодействие с кислотами и щелочами: $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$,

$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4].$$

В реакции с безводной щелочью образует $NaAlO_2$:

$$Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O.$$

Гидроксид алюминия получают путем воздействия на водорастворимые соли алюминия щелочными растворами:

$$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl,$$

http://eduportal.uz

$$Al^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow + 3Na^+ + 3Cl^-,$$
$$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow.$$

Гидроксид алюминия обладает амфотерным свойством. Вступая в реакцию с кислотами и щелочами, образует соли:

$$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O,$$
$$Al(OH)_3 + 2KOH = KAlO_2 + 2H_2O.$$

Запишите ионное и краткое ионное уравнения реакций.

Применение. Благодаря легкости и устойчивости к воздействию воздуха и влаги алюминий и его сплавы широко используются в народном хозяйстве. Например, дюралюминий (95 % Al, 4 % Cu, 0,5 % Mg, 0,5 % Mn) прочен, как сталь, но в три раза легче ее.

Сплавы алюминия применяются в ракетостроении, кораблестроении, в железнодорожном транспорте, в строительстве и приборостроении.Из алюминия изготавливают линзы телескопов, электрические провода, термитную смесь, осветительные ракеты, бытовую посуду. С его помощью получают многие металлы и неметаллы. Из алюминиевого порошка производят металлическую краску, предохраняющую железо и железные изделия от коррозии. Алюминиевую фольгу используют в пищевой промышленности в качестве упаковочного средства. В электротехнике алюминий применяется для изготовления конденсаторов.

Соединения алюминия также используются во многих отраслях. Оксид алюминия, встречающийся в природе в виде корунда, применяется для различных целей. В технических целях из него производят наждак и точильные бруски, из прозрачных кристаллов корунда — красного рубина и голубого сапфира — создают ювелирные изделия. Из рубина изготавливают также лазеры и подшипники. Каолин используется при получении алюминия. Безводный хлорид алюминия применяется в качестве катализатора, а сульфат алюминия — в производстве бумаги и клея, алюминиевые квасцы $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — при окрашивании хлопчатобумажных тканей и в медицине. В природе встречаются различные разновидности минерала корунда — рубины,

http://eduportal.uz

сапфиры, аметисты. Окраска их зависит от незначительных примесей ионов, содержащихся в составе корунда. Так, красный цвет рубина обусловлен присутствием ионов Cr^{3+}, примесь ионов кобальта, железа, титана придает сапфиру голубой цвет, а ионы марганца определяют фиолетовую окраску аметиста. Рубины, сапфиры, аметисты широко используются в производстве ювелирных изделий.

Элементы ЗУН: оксид алюминия, гидроксид алюминия, амфотерные оксиды, дюралюминий, квасцы..

Вопросы и задания

1. Подготовьте таблицу или рисунок, иллюстрирующий применение алюминия и его соединений. Охарактеризуйте предложенную работу.
2. Запишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений.

$$Al_2O_3 \rightarrow Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow$$
$$\rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow AlCl_3.$$

3. Какие изменения происходят при медленном добавлении к раствору соли $AlCl_3$ раствора едкого натрия?
4. В двух сосудах находятся прозрачные растворы. Известно, что один из них NaOH, а другой — $AlCl_3$. Не пользуясь никакими реактивами, определите в каком сосуде находится каждое из веществ.
5. Составьте список используемых в вашем доме предметов, которые изготовлены из алюминия, и сравните их по физическим свойствам. Чем и почему они различаются?

§ 28 Расположение металлов побочной подгруппы первой группы в периодической таблице. Строение атома. Свойства. Медь

В побочной подгруппе первой группы периодической таблицы находятся три элемента – медь, серебро и золото. Они также называются элементами подгруппы меди. С возрастанием порядковых номеров элементов подгруппы

http://eduportal.uz

меди их металлические свойства усиливаются, а химическая активность уменьшается. В ряду активности металлов они стоят после водорода, поэтому эти металлы не обладают способностью вытеснять водород из воды и кислот. Элементы подгруппы меди отличаются хорошей ковкостью, особенно хорошей ковкостью обладает золото. Хорошо проводят электрический ток. Электропроводимость уменьшается в ряду серебро, медь, золото.

Расположение в периодической таблице химических элементов и строение атома. Медь расположена в побочной подгруппе первой группы в пятом ряду четвертого периода периодической таблицы под порядковым номером 29. Относительная атомная масса равна 63,546. Строение атома:

$$^{+29}Cu\ \ 2;\ 8;\ 18;\ 1;\ \ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ \ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^1;\ \ [Ar]\ 3d^{10}\ 4s^1.$$

Серебро расположено в побочной подгруппе первой группы в седьмом ряду пятого периода периодической таблицы под порядковым номером 47. Относительная атомная масса равна 107,868. Строение атома:

$$^{+47}Ag\ \ 2;\ 8;\ 18;\ 18;\ 1;\ \ \ [Kr]\ 4d^{10}\ 5s^1.$$

Золото расположено в побочной подгруппе первой группы в девятом ряду шестого периода периодической таблицы под порядковым номером 79. Относительная атомная масса равна 196,967. Строение атома:

$$^{+79}Au\ \ 2;\ 8;\ 18;\ 32;\ 18;\ 1;\ \ \ [Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^1.$$

Медь, серебро, золото в Узбекистане встречаются часто. По запасам меди наша страна занимает 10–11-е место в мире, по запасам золота – четвертое место, по добыче – седьмое место.

Медные руды добываются на месторождении Кальмаккыр в Алмалыке и перерабатываются на Алмалыкском горно-металлургическом комбинате.

Золото сосредоточено в основном в месторождении Мурунтау в Центральном Кызылкуме, а серебряные рудники находятся в Навоийской и Наманганской областях.

Медь (Cu) – один из металлов, которые были известны

http://eduportal.uz

людям с древних времен. Сплав меди с оловом – бронза – издавна использовался для изготовления оружия, предметов быта, различных статуэток. В природе медь встречается в небольших количествах, в основном в виде соединений, иногда в чистом виде (см. табл. 14).

Получение. В промышленности металлы получают путем восстановления их оксидов с помощью угля или угарного газа.

Для получения меди сначала руду (медный блеск Cu_2S) обжигают: $2Cu_2S + 3O_2 \rightarrow 2Cu_2O + 2SO_2\uparrow$.

Продукт (Cu_2O), образовавшийся в результате реакции, взаимодействует с медным блеском и образует медь:

$$2Cu_2O + Cu_2S \rightarrow 6Cu + SO_2\uparrow.$$

Таблица 14

Отдельные характеристики и распространение в природе

Элемент	Радиус атома, нм	Плотность, г/см^3	$T_{пл.}$, °C	Содержание в земной коре, %	Распространение в природе
Cu	0,128	8,96	1083	0,01	Куприт меди Cu_2O, медный блеск Cu_2S, халькозин, медный колчедан $CuFeS_2$, малахит $(CuOH)_2CO_3$
Ag	0,144	10,5	960,5	10^{-5}	Серебряный блеск Ag_2S, аргентит, в виде слитка
Au	0,144	19,3	1063	$5 \cdot 10^{-7}$	Au – Самородное золото, т.е. в основном в чистом виде

В составе меди, полученной таким способом, содержатся примеси Ni, Ag, Au и др. Для получения чистой меди в промышленности используют процесс электролиза. Оксид серы(IV), образующийся в результате реакции, тоже является

http://eduportal.uz

важным химическим сырьем, с помощью которого получают серу и другие ее соединения.

Физические свойства. Медь – металл красного цвета, обладающий прочными упругими свойствами. Хорошо проводит тепло и электрический ток.

Химические свойства. Медь – относительно пассивный металл, который не окисляется при обычных условиях на воздухе и даже в кислороде. При высоких температурах она вступает в реакцию со многими простыми веществами:

$$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2; \quad 2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO; \quad Cu + S \rightarrow CuS.$$

При длительном хранении во влажном воздухе медь вступает во взаимодействие с кислородом воздуха, водяными парами и углекислым газом, образуя вещество темно-зеленого цвета – малахит. В результате поверхность медных изделий и предметов покрывается тонкой зеленой пленкой:

$$2Cu + O_2 + H_2O + CO_2 = CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2,$$

$$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2, \text{ или } (CuOH)_2CO_3 \text{ – малахит.}$$

Медь не взаимодействует с водородом, углеродом и азотом даже при высокой температуре.

В ряду активности металлов медь находится после водорода. Она не реагирует с соляной и разбавленной серной кислотами. При взаимодействии с концентрированной серной кислотой выделяет оксид серы(IV):

$$Cu + \underset{\text{(конц.)}}{2H_2SO_4} \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O.$$

С азотной кислотой медь взаимодействует по-разному в зависимости от концентрации этой кислоты:

$$Cu + \underset{\text{(конц.)}}{4HNO_3} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O,$$

$$3Cu + \underset{\text{(разб.)}}{8HNO_3} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O.$$

Двухвалентные соединения меди

Оксид меди(II) CuO. Оксид меди(II) получают нагреванием металлической меди на воздухе или путем разложения

http://eduportal.uz

солей меди после нагревания. Образовавшийся оксид меди(II) – вещество черного цвета:

$$(CuOH)_2CO_3 \rightarrow 2CuO + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Взаимодействуя с восстановителями, оксид меди(II) образует металл меди: $CuO + H_2 = Cu + H_2O$, $CuO + CO = Cu + CO_2\uparrow$.

Оксид меди(II) не растворим в воде. При взаимодействии с кислотами образует соль:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O, \quad CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O.$$

Гидроксид меди(II) $Cu(OH)_2$. Это – не растворимое в воде вещество голубого цвета, проявляющее реакции, свойственные основаниям: $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$.

Для получения гидроксида меди(II) на водорастворимые двухвалентные соли меди воздействуют щелочью:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

При нагревании гидроксид меди(II) разлагается с образованием оксида меди(II) и воды: $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$.

Среди солей меди самым значительным для народного хозяйства является сульфат меди(II).

Сульфат меди(II) $CuSO_4$ — порошок белого цвета, кристаллогидрат которого ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) называется медным купоросом. Медный купорос – кристаллическое вещество ярко-голубого цвета.

Хлорид меди(II) $CuCl_2 \cdot 2H_2O$ — вещество зеленого цвета, а **нитрат меди(II) $Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$** — вещество голубого цвета.

Применение. Ввиду очень хорошей электропроводимости (на втором месте после серебра) медь используется в электротехнике для изготовления различных видов электропроводов.

Медь входит в состав множества сплавов, имеющих важное значение для народного хозяйства. К их числу относится алюминиево-марганцевая бронза (90 % Cu, 8,5–9,5 % Al, 1,5–2 % Mn), латунь (57–60 % Cu, 40–43 % Zn), никелин (65–67 % Cu, 33–35 % Ni, 0,4–0,6 % Mn), константан (59 % Cu, 40 % Ni, 1 % Mn) и др. (см. тему “Сплавы”).

http://eduportal.uz

Соединения меди – это химикаты, используемые в борьбе против вредителей сельскохозяйственных посевов. Так, одним из таких химикатов (пестицидов), применяемых против вредителей растений, является смесь медного купороса ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) и гашеной извести.

Недостаток меди в почве оказывает отрицательное влияние на рост, развитие и урожайность растений, так как она участвует в процессе фотосинтеза у растений. Медь играет важную роль в усвоении растениями азота и в синтезе таких веществ, как углеводы, крахмал, белки. Поэтому используемый в качестве пестицида медный купорос включают и в состав микроудобрений. Например, смесь медного купороса с хлоридом калия и мочевиной является медно-калийно-азотным микроудобрением. Соли меди применяются также при изготовлении различных красок.

Вопросы и задания

1. Сравните строение атомов щелочных металлов и меди. Каковы различия между ними?
2. Расскажите, в каких отраслях народного хозяйства используется медь.
3. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

   а) $Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$;

   б) $(CuOH)_2CO_3 \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO$;
   $\downarrow$
   $CuO \rightarrow Cu \rightarrow CuCl_2$.
4. Для того, чтобы растворить 10 г смеси меди и оксида меди(II), израсходовано 36,5 г 20 %-ного раствора соляной кислоты. Рассчитайте массовую долю (%) меди в составе исходной смеси.

http://eduportal.uz

§ 29 Серебро и золото. Свойства. Применение

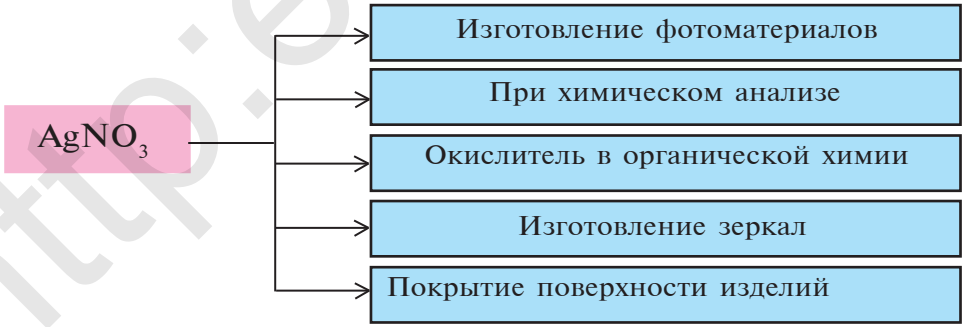
Во время похода Александра Македонского в Индию среди его воинов распространилось желудочно-кишечное заболевание, которое унесло жизни многих из них. Однако военачальников это заболевание не коснулось. Почему?

Серебро (Ag) — драгоценный металл, известный людям с очень давних времен. Это – мягкий блестящий металл белого цвета, хорошо проводящий тепло и электрический ток. Серебро поддается ковке. Вследствие мягкости серебра используют его сплавы с медью или цинком. Из таких сплавов изготовляют различные украшения, предметы утвари, серебряные монеты.

Так как соли серебра обладают способностью уничтожать микроорганизмы, из них изготавливают различные лечебные средства. Вода, содержащая ионы серебра [Ag^+], не портится длительное время.

В химическом отношении серебро – очень пассивный металл. Оно не вступает в реакцию с кислородом, водой и даже с кислотами. Растворяясь в концентрированной азотной кислоте, серебро образует нитрат серебра:

$$Ag + 2HNO_3 = AgNO_3 + NO_2\uparrow + H_2O.$$



При накаливании серебро вступает в реакцию с хлором, бромом, йодом и серой. Нитрат серебра – соединение, которое

http://eduportal.uz

используется больше всего. Из него получают другие соединения серебра, его также применяют при изготовлении зеркал.

Нитрат серебра используется в качестве реактива для галогенидов, т.е. для распознавания хлоридов, бромидов и ионидов. Соль бромид серебра (AgBr) благодаря высокой светочувствительности используется для изготовления фото- и кинопленок.

Золото (Au) — мягкий, пластичный, тягучий металл желтого цвета. Его твердость по шкале Мосса равна 2,5. Плотность 19,32 г/см^3. Хорошо проводит электрический ток и тепло. Благодаря тягучести из золота можно изготавливать тонкую золотую фольгу толщиной 0,0002 мм, а из 1 г золота — вытягивать тончайшую золотую проволоку длиной 3,5 км.

В природе золото встречается в основном в чистом виде (самородное золото) вперемешку с песком и горными породами и очень редко в виде слитков. В 1 м^3 морской воды содержание золота составляет 0,008 г, в клетках и крови организмов — 0,01–0,05 мг/кг. Оно содержится также в зернах и рыльцах кукурузы. Для выделения золота золотосодержащую породу промывают.

В промышленности используется способ выделения из руды комплексной соли цианида золота, т.е. способ цианизации:

$$4Au + 8KCN + O_2 + 2H_2O = 4K[Au(CN)_2] + 4KOH.$$

На образовавшуюся комплексную соль $K[Au(CN)_2]$ воздействуют цинком, который вытесняет золото из соли:

$$2K[Au(CN)_2] + Zn = K_2[Zn(CN)_4] + 2Au.$$

Золото – очень пассивный в химическом отношении металл. Оно не вступает в химические реакции и взаимодействует только с царской водкой, т.е. со смесью азотной и соляной кислот в соотношении 1:3:

$$Au + HNO_3 + 3HCl = AuCl_3 + NO\uparrow + 2H_2O. \qquad (1)$$

Образовавшийся $AuCl_3$, соединяясь с избыточным количеством соляной кислоты, образует комплексное соединение $H[AuCl_4]$:

$$AuCl_3 + HCl = H[AuCl_4]. \qquad (2)$$

http://eduportal.uz

Обобщая уравнения реакций (1) и (2), можно записать следующее итоговое уравнение реакции:

$$Au + HNO_3 + 4HCl = H[AuCl_4] + NO\uparrow + 2H_2O.$$

Золотой порошок взаимодействует с хлорной водой или с хлором при температуре 150 °C: $2Au + 3Cl_2 = 2AuCl_3$.

Золото – драгоценный металл, используемый в ювелирном производстве. Однако оно мягкое. Поэтому при изготовлении ювелирных и технических изделий используются сплавы из золота и серебра или меди. Например, проба, поставленная на изделие из золота, указывает процентное содержание золота в этом изделии. Проба 583 означает, что содержание золота в изделии составляет 58,3 %.

Вопросы и задания

1. В каких регионах Узбекистана расположены месторождения золота и серебра?
2. Расскажите о специфических свойствах золота.
3. Почему золото не ржавеет?
4. Как выделяют золото из золотосодержащей породы?

§ 30 Расположение металлов побочной подгруппы второй группы в периодической таблице. Строение атома. Свойства

В побочной подгруппе второй группы периодической таблицы расположены три химических элемента: цинк, кадмий и ртуть. Место этих элементов в периодической таблице и строение их атомов показаны в табл. 15.

На внешнем энергетическом уровне атомов всех элементов побочной подгруппы второй группы, т.е. элементов подгруппы цинка, имеется по два электрона. Эти металлы – восстановители. Восстановительные свойства ослабевают от цинка к ртути.

Элементы подгруппы цинка в основном двухвалентны, но известны и одновалентные соединения ртути. С возрастанием порядковых номеров элементов их металлические свойства усиливаются.

http://eduportal.uz

Таблица 15

Характеристика	Цинк Zn	Кадмий Cd	Ртуть Hg
Период	4	5	6
Ряд	5	7	9
Группа	II	II	II
Порядковый номер	30	48	80
Относительная атомная масса	65,39	112,42	200,59
Число протонов в ядре атома	30	48	80
Распределение электронов по электронным слоям	2 8 18 2	2 8 18 18 2	2 8 18 32 18 2
Краткая электронная формула	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2$	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2$	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2$

Цинк. В Узбекистане цинковая руда добывается в месторождениях Учкулач и Хандиза в Джизакской и Сурхандарьинской областях. В Алмалыкском рудном бассейне наряду с медной и цинковой рудой встречаются и кадмиевые руды.

Получение. В промышленности металлический цинк получают путем обжига его природного соединения — цинковой обманки, в результате чего получается оксид цинка:

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2\uparrow.$$

Образовавшийся оксид цинка восстанавливают при помощи восстановителей и получают цинк:

$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO\uparrow, \quad ZnO + CO \rightarrow Zn + CO_2\uparrow.$$

Физические свойства. Цинк — твердый металл светло-голубого цвета (табл. 16). На воздухе он окисляется и тускнеет.

Химические свойства. Цинк достаточно устойчив благодаря тонкой оксидной пленке, образующейся в результате окисления поверхности на воздухе. Именно поэтому он вступает во взаимодействие с простыми веществами только при высокой температуре:

$$2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO, \quad Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2, \quad Zn + S \rightarrow ZnS.$$

http://eduportal.uz

Таблица 16

Отдельные физические характеристики и распространение в природе Zn, Cd и Hg

Элемент	Радиус атома, нм	Плотность, г/см^3	$T_{пл}$ °C	Содержание в земной коре, %	Распространение в природе
Zn	0,139	7,13	419,5	0,01	Цинковый шпат $ZnCO_3$, цинковая обманка ZnS
Cd	0,156	8,65	321,0	10^{-5}	Гринокит CdS вместе с медью в медных месторождениях
Hg	0,160	13,546	-38,89	10^{-6}	Киноварь HgS

При обычных условиях цинк не реагирует с водой. Вступая в реакцию с кислотами, образует соли:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

Цинк по-разному реагирует с серной и азотной кислотами в зависимости от их концентрации. Реакция с разбавленной серной кислотой следующая: $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$.

При взаимодействии цинка с концентрированной серной кислотой в зависимости от степени концентрации образуются H_2S, S, SO_2:

$$Zn + \underset{(конц.)}{2H_2SO_4} \rightarrow ZnSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O.$$

При взаимодействии цинка с азотной кислотой водород не образуется. В зависимости от концентрации кислоты реакция протекает так:

$$3Zn + \underset{(конц.)}{8HNO_3} \rightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O,$$

$$4Zn + \underset{(разб.)}{10HNO_3} \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + N_2O\uparrow + 5H_2O,$$

$$4Zn + \underset{(сильно\ разб.)}{10HNO_3} \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O.$$

http://eduportal.uz

В связи с тем, что цинк является амфотерным металлом, он взаимодействует также с щелочами:

$$Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow.$$

$Na_2[Zn(OH)_4]$ — соль цинката натрия Na_2ZnO_2 в виде водного раствора комплексной соли.

Оксиды. ZnO — вещество белого цвета, для получения которого проводятся следующие реакции:

1) обжиг Zn в присутствии кислорода или обжиг на воздухе его природного соединения ZnS;

2) обжиг солей: $ZnCO_3 = ZnO + CO_2\uparrow$,

$$2Zn(NO_3)_2 = 2ZnO + 4NO_2 + O_2\uparrow;$$

3) обжиг гидроксида цинка: $Zn(OH)_2 = ZnO + H_2O$.

Оксид цинка(II), будучи амфотерным оксидом, растворяется и в кислотах, и в щелочах, образуя соль:

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O,$$

$$ZnO + 2KOH + H_2O = K_2[Zn(OH)_4].$$

Гидроксиды элементов подгруппы цинка не растворяются в воде. Поэтому для их получения на водорастворимые соли этих элементов воздействуют щелочью:

$$ZnSO_4 + 2NaOH = Zn(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4,$$

$$CdSO_4 + 2NaOH = Cd(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4,$$

$Hg(OH)_2$ — очень неустойчивое соединение (см.выше),

$Cd(OH)_2$ — обладает основными свойствами,

$Zn(OH)_2$ — обладает амфотерными свойствами, подобно цинку и оксиду цинка.

Гидроксид цинка, взаимодействуя с кислотами, образует соли: $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$.

Образовавшаяся соль сульфат цинка получается в виде цинкового купороса — $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, т.е. в виде кристаллогидрата. Соль $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ — одно из самых важных соединений цинка, которое применяется в различных целях.

Как отмечалось выше, гидроксид цинка обладает амфо-

http://eduportal.uz

терным свойством и поэтому вступает во взаимодействие с щелочами, образуя цинкаты:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4].$$

Ртуть – металл серебристого цвета, который в обычных условиях находится в жидком состоянии. Ртуть хорошо проводит тепло и электрический ток. Вы наверняка видели и пользовались ртутными термометрами и барометрами. Пары ртути чрезвычайно ядовиты и могут убить человека.

При обычных условиях ртуть не реагирует с кислородом воздуха и другими веществами. Однако она взаимодействует с кислородом при температуре, близкой к температуре кипения ртути (357,25 °C): $2Hg + O_2 = 2HgO$.

Соединяясь с кислородом, ртуть образует два оксида: оксид ртути(I) черного цвета (Hg_2O) и оксид ртути(II) красного цвета (в измельченном состоянии – желтого цвета) (HgO).

Оксид ртути(II) является сырьем для получения других необходимых соединений ртути. Ртуть получают путем накаливания соли нитрата ртути(II): $Hg(NO_3)_2 = Hg + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$.

Ртуть можно получать также путем воздействия щелочью на водорастворимые соли ртути. При этом, как отмечалось выше, должен был образоваться гидроксид ртути(II). Однако в силу того, что гидроксид ртути(II) является неустойчивым соединением, образуется оксид ртути(II) HgO:

$$Hg(NO_3)_2 + 2NaOH = HgO + 2NaNO_3 + H_2O.$$

Нитрат ртути получают путем воздействия на разбавленную азотную кислоту ртутью:

$$Hg + 4HNO_3 = Hg(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O.$$

Ртуть и ее соединения ядовиты. При работе с ними следует соблюдать осторожность.

Применение. Поскольку цинк устойчив к коррозии, его используют для покрытия поверхности железных предметов. Цинк имеет большое значение при изготовлении листового железа. Его применяют также при производстве различных видов сплавов, а также гальванических элементов.

Смесь цинкового купороса ($ZnSO_4 \cdot 7H_2O$) и аммофоса

http://eduportal.uz

($(NH_4)_2HPO_4$) в качестве цинкового микроудобрения применяется в сельском хозяйстве. Недостаток цинка в живых организмах приводит к возникновению заболеваний.

Соединение $ZnCl_2$ используют при сварке металлов. Смесь ZnS и $BaSO_4$ играет важную роль при изготовлении белых красок. Из соединения CdS получают различные виды красок желтого цвета. Смесь CdS и $BaSO_4$, именуемая кадмопоном, применяется в лакокрасочной промышленности.

Ртуть и ее соединения служат основой для приготовления лекарственных препаратов. Ртуть растворяет различные металлы. Ртутные растворы металлов называются **амальгамой.**

Амальгамы используются в металлургии и медицине.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:
   а) $ZnCO_3 \rightarrow ZnO \rightarrow Zn$;
   б) $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Zn$.
2. Напишите уравнение реакции, доказывающей амфотерность цинка.
3. В каких областях используются цинк и его соединения?
4. Какое количество цинка и 20 %-ной соляной кислоты потребуется для получения 1,12 л (н.у.) водорода?
5. Получите соль $ZnCl_2$ не менее чем пятью способами.

§ 31 Хром. Расположение в периодической таблице. Строение атома и отдельные свойства

Получение. Чистый хром получают путем восстановления оксида хрома(III) металлом алюминием. Восстановление металлов из их соединений с помощью алюминия называется ***алюминотермией***: $Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Cr$.

При восстановлении хромистого железняка коксом получается смесь хрома и железа: $FeO{\cdot}Cr_2O_3 + 4C \rightarrow 2Cr + Fe + 4CO\uparrow$.

Хром получают также путем электролиза его солей.

http://eduportal.uz

Физические свойства. Хром – блестящий металл серебристо-белого цвета, хорошо проводящий тепло и электричество (табл. 17).

Таблица 17

№	Характеристики хрома	Данные
1	Период	4
2	Ряд	4
3	Группа	VI O
4	Порядковый номер	24
5	Строение атома	+24: 2; 8; 13; 1; $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^5$ $4s^1$ [Ar] $3d^5$ $4s^1$
6	Относительная атомная масса	51,996
7	Число протонов в ядре атома	24
8	Плотность, г/см^3	7,19
9	$T_{пл.}$, °C	1 890
10	$T_{кип.}$, °C	2 680
11	Содержание в земной коре, %	0,02
12	Распространение в природе	$FeO{\cdot}Cr_2O_3$, $(Fe(CrO_2)_2)$ – хромистый железняк
13	Открыт	1797 г. Л. Ваклен
14	Устойчивая степень окисления	0; +2; +3; +6

Химические свойства. Хром в химическом отношении достаточно устойчив, так как его поверхность покрыта тонкой оксидной пленкой. Он трудно реагирует даже с кислотами.

При нагревании реагирует с разбавленными серной и соляной кислотами:

$$2Cr + 3H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow,$$
$$Cr + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2\uparrow.$$

Проведение реакции при избыточном количестве соляной кислоты приводит к образованию соли $CrCl_3$.

Хром не взаимодействует с концентрированной азотной кислотой. Измельченный при высокой температуре хром, взаимодействуя с кислородом, образует оксид хрома(III):

http://eduportal.uz

$$4Cr + 3O_2 \rightarrow 2Cr_2O_3.$$

При высокой температуре хром взаимодействует также с рядом простых веществ:

$$2Cr + N_2 = 2CrN, \qquad 2Cr + 3S = Cr_2S_3,$$

$$2Cr + 3Cl_2 = 2CrCl_3.$$

При накаливании хром вступает в реакцию с водяными парами: $2Cr + 3H_2O = Cr_2O_3 + 3H_2\uparrow$.

Применение. Благодаря устойчивости к коррозии хром используется для покрытия поверхности металлических изделий. Добавляя хром к железу в различных соотношениях, получают высококачественную сталь, обладающую ценными свойствами. Например, сталь, содержащая 12 % хрома, называется нержавеющей сталью, которая используется для изготовления медицинского оборудования.

Вопросы и задания

1. Что вы знаете о местоположении хрома в периодической таблице химических элементов и строении его атома?
2. Почему хром устойчив к коррозии?
3. Напишите уравнения реакций, отражающих химические свойства хрома..
4. Сколько литров водорода может вытеснить из серной кислоты 0,5 моля хрома и сколько соли образуется при этом?

§ 32 Двух-, трех- и шестивалентные соединения хрома и их свойства

Хром образует устойчивые соединения при степенях окисления +2, +3, +6: основный оксид хрома(II) $Cr^{+2}O^{-2}$, амфотерный оксид хрома(III) $Cr_2^{+3}O_3^{-2}$, кислотный оксид хрома(VI) $Cr^{+6}O_3^{-2}$.

Оксид хрома(II) – основный оксид. Это – порошок черного цвета. Его получают путем окисления на воздухе ртутной амальгамы хрома: $2Cr + O_2 = 2CrO$.

В лаборатории оксид хрома(II) можно получить следующим способом: $Cr \rightarrow CrCl_2 \rightarrow Cr(OH)_2 \rightarrow CrO$.

http://eduportal.uz

При накаливании на воздухе при температуре выше 100 °C CrO, окисляясь, превращается в оксид хрома(III):

$$4CrO + O_2 = 2Cr_2O_3.$$

Взаимодействуя с кислотами, CrO образует двухвалентные соли хрома: $CrO + 2HCl = CrCl_2 + H_2O$.

Оксиду хрома(II) соответствует гидроксид хрома(II), который также вступает в реакцию с кислотами и образует соль и воду: $Cr(OH)_2 + 2HCl = CrCl_2 + 2H_2O$.

Гидроксид хрома(II) $Cr(OH)_2$ получают путем воздействия на двухвалентные соли хрома щелочью. В результате образуется осадок $Cr(OH)_2$ желтого цвета:

$$CrCl_2 + 2NaOH = Cr(OH)_2\downarrow + 2NaCl.$$

Двухвалентные соединения хрома неустойчивы. Окисляясь в присутствии кислорода воздуха, они образуют трехвалентные соединения хрома: $4Cr(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Cr(OH)_3$.

При накаливании $Cr(OH)_2$ образуется оксид хрома(III):

$$4Cr(OH)_2 + O_2 = 2Cr_2O_3 + 4H_2O.$$

Соединения хрома со степенью окисления +2 (Cr^{2+}) являются восстановителями. Они, легко окисляясь, превращаются в соединения хрома со степенью окисления +3 (Cr^{3+}):

$$2CrCl_2 + 2HCl = 2CrCl_3 + H_2\uparrow.$$

Оксид хрома(III) – устойчивое соединение, обладающее амфотерным свойством. Это – порошок зеленого цвета. Взаимодействуя и с кислотами, и с щелочами, оксид хрома(III) образует соли: $Cr_2O_3 + 6HNO_3 = 2Cr(NO_3)_3 + 3H_2O$,

$$Cr_2O_3 + 2NaOH = 2NaCrO_2 + H_2O.$$

В лабораторных условиях оксид хрома(III) получают путем накаливания дихромата аммония:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2\uparrow + 4H_2O.$$

Гидроксид хрома(III) также обладает амфотерным свойством. Его получают воздействием щелочи на трехвалентные соли хрома: $CrCl_3 + 3NaOH = Cr(OH)_3 + 3NaCl$,

http://eduportal.uz

$$Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O,$$

$$Cr(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Cr(OH)_6].$$

Соединения хрома со степенью окисления +3 (Cr^{3+}) являются и окислителями, и восстановителями.

Хромистые квасцы, относящиеся к трехвалентным соединениям хрома, используются в кожевенной промышленности для дубления кож. Примером хромистых квасцов могут служить калиево-хромистые квасцы— $K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O$, аммониево-хромистые квасцы — $(NH_4)_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 6H_2O$. Это – серные двойные соли.

Оксид хрома(VI) — кислотный оксид. Это — кристаллическое вещество темно-красного цвета. При взаимодействии с щелочами оксид хрома(III) образует соль хромат натрия:

$$CrO_3 + 2NaOH = Na_2CrO_4 + H_2O.$$

CrO_3 — сильный окислитель. Он окисляет простые и сложные вещества, и сам восстанавливается до Cr_2O_3:

$$3S + 4CrO_3 = 3SO_2 + 2Cr_2O_3.$$

Разлагаясь при высокой температуре, образует Cr_2O_3:

$$4CrO_3 = 2Cr_2O_3 + 3O_2\uparrow.$$

В лабораторных условиях CrO_3 получают путем воздействия на дихромат калия ($K_2Cr_2O_7$) концентрированной серной кислотой: $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow 2CrO_3 + K_2SO_4 + H_2O$.

Оксид хрома(VI) легко взаимодействует с водой:

при большем количестве воды: $CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$,

при большем количестве CrO_3: $2CrO_3 + H_2O = H_2Cr_2O_7$.

Следовательно, на оксид хрома(VI) приходятся две кислоты: H_2CrO_4 — хромовая и $H_2Cr_2O_7$ – дихромовая.

Хромовая кислота (H_2CrO_4) неустойчивая и существует только в виде разбавленного раствора. Соли хромовой кислоты называются хроматами и имеют желтую окраску.

Соли дихромовой кислоты называются дихроматами и имеют темно-желтую окраску.

Натриевые, калиевые и аммониевые соли этих кислот

http://eduportal.uz

устойчивы, хорошо растворяются в воде и являются сильными окислителями. Поэтому их растворы в кислотной среде используются для окисления различных веществ:

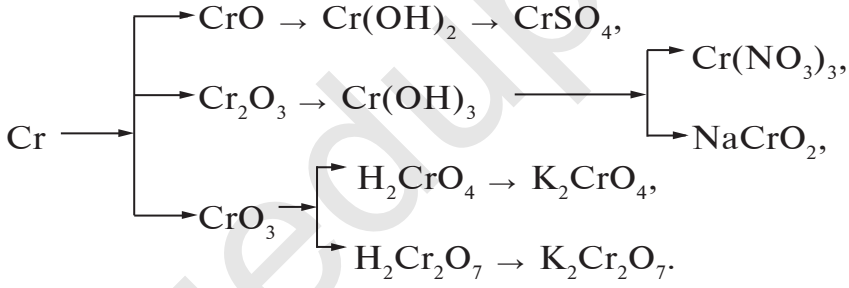
$$3Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow 3Na_2SO_4 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O,$$

$$6FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 =$$
$$= 3Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O.$$

Соединения хрома со степенью окисления +6 являются сильными окислителями, легко восстанавливаются и превращаются в соединения, где хром имеет степень окисления +3:

$$\underset{\text{восстановитель}}{Cr^{2+}} \rightarrow \underset{\text{и восстановитель, и окислитель}}{Cr^{3+}} \rightarrow \underset{\text{окислитель}}{Cr^{6+}},$$

$$\underset{\text{только основание}}{Cr^{2+}(OH)_2} \rightarrow \underset{\text{и основание, и кислота (амфотерный)}}{Cr^{3+}(OH)_3} \rightarrow H_2Cr^{6+}O_4, \underset{\text{кислота}}{H_2Cr^{6+}{}_2O_7},$$



Наглядные задачи и примеры

Пример 1. В лабораторных условиях с помощью соли $(NH_4)_2Cr_2O_7$ можно осуществить интересный эксперимент, называемый “искусственным вулканом”. Какой газ и в каком объеме (л,н.у.) образуется в результате эксперимента, если для опыта взяли 5,04 г дихромата аммония?

Решение. Запишем уравнение реакции:

$$\underset{252\ г}{\overset{5{,}04\ г}{(NH_4)_2Cr_2O_7}} \longrightarrow Cr_2O_3 + \underset{22{,}4\ л}{\overset{x\ л}{N_2\uparrow}} + 4H_2O.$$

http://eduportal.uz

$$\frac{5{,}04}{252} = \frac{x}{22{,}4}, \quad x = \frac{5{,}04 \cdot 22{,}4}{252} = 0{,}448 \text{ л.}$$

Ответ: образуется 0,448 л азота.

Пример 2. Для окисления соли сульфат железа(II) в кислотной среде используется дихромат калия. Напишите уравнение этой химической реакции. Объясните уравнение с точки зрения окисления-восстановления и уравняйте его. Какое количество (г) сульфата железа (II) и дихромата калия надо взять, чтобы получить 7,84 г сульфата хрома(III)?

Решение: 1) запишем уравнение реакции и уравняем его:

$$6\overset{2+}{FeSO_4} + \overset{6+}{K_2Cr_2O_7} + 7H_2SO_4 = 3\overset{3+}{Fe_2(SO_4)_3} + \overset{3+}{Cr_2(SO_4)_3} + K_2SO_4 + 7H_2O.$$

$$\begin{array}{l|l|l} 3 & Fe^{2+} \xrightarrow{-1\bar{e}} Fe^{3+} & 1 \text{ (восстановитель)}, \\ 1 & Cr^{6+} \xrightarrow{-1\bar{e}} Cr^{3+} & 3 \text{ (окислитель)}; \end{array}$$

2) какое количество (г) сульфата железа(II) и дихромата калия надо взять, чтобы получить 7,84 г сульфата хрома(III), исходя из приведенной формулы?

$$\underset{912}{\overset{x}{6FeSO_4}} + \underset{294}{\overset{y}{K_2Cr_2O_7}} \longrightarrow \underset{392}{\overset{7{,}84}{Cr_2(SO_4)_3}}:$$

а) найдем массу $FeSO_4$:

$$\frac{x}{912} = \frac{7{,}84}{392}, \quad x = \frac{912 \cdot 7{,}84}{392} = 18{,}24 \text{ г;}$$

б) найдем массу $K_2Cr_2O_7$:

$$\frac{y}{294} = \frac{7{,}84}{392}, \quad y = \frac{294 \cdot 7{,}84}{392} = 5{,}88 \text{ г.}$$

Ответ: 18,24 г $FeSO_4$ и 5,88 г $K_2Cr_2O_7$.

Пример 3. Уравняйте следующую окислительно-восстановительную реакцию:

$$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + H_2O.$$

Определите вещество — окислитель и вещество — восстановитель.

http://eduportal.uz

Решение. Запишем уравнение реакции и определим элемент с изменившейся степенью окисления:

$$K_2\overset{6+}{Cr_2}O_7 + \overset{1-}{K}I + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + \overset{3+}{Cr_2}(SO_4)_3 + \overset{0}{I_2} + H_2O.$$

Степень окисления хрома в дихромате калия, вступающем в химическую реакцию, изменилась с +6 до +3. В результате его атом принимает три электрона и становится окислителем. Следовательно, $K_2Cr_2O_7$ — окислитель..

Степень окисления йода в йодиде калия, участвующем в реакции, изменилась с –1 до 0. Его атом отдает два электрона и становится восстановителем. Следовательно, KI – восстановитель.

$$1 \mid 2\overset{6+}{Cr} \xrightarrow{+6\bar{e}} \overset{3+}{Cr_2} \mid 6 \mid 3 \mid 1,$$

$$3 \mid 2\overset{-}{I} \xrightarrow{-2\bar{e}} \overset{0}{I_2} \mid 2 \mid 1 \mid 3.$$

$$K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2SO_4 = 4K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2 + 7H_2O.$$

Ответ: $K_2Cr_2O_7$ – окислитель, KI – восстановитель.

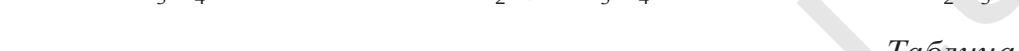
Вопросы и задания

1. Напишите формулы двух-, трех-, шестивалентных оксидов и гидроксидов хрома.
2. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения: а) $Cr \rightarrow CrO \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3$; б) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr(OH)_3$.
3. Хромат натрия (Na_2CrO_4), вступая в реакцию с водорастворимыми солями бария, образует осадок ($BaCrO_4$). Напишите молекулярные и ионные уравнения этой реакции.
4. Вы знаете, что трехвалентные оксид и гидроксид хрома имеют амфотерные свойства. Напишите уравнения реакций, доказывающие амфотерность Cr_2O_3 и $Cr(OH)_3$.
5. Уравняйте уравнения следующей химической реакции:
$$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + S + K_2SO_4 + H_2O.$$
Какое вещество окислитель? Почему?

http://eduportal.uz

§ 33 Марганец. Расположение в периодической таблице. Строение атома и отдельные свойства

Получение. Марганец получают в электрических печах путем восстановления оксида марганца кремнием (а также алюминотермическим способом):



$$Mn_3O_4+2Si \rightarrow 3Mn+2SiO_2 \ (3Mn_3O_4+ 8Al \rightarrow 9Mn+4Al_2O_3).$$

Таблица 18

№	Характеристики марганца	Данные
1	Период	4
2	Ряд	4
3	Группа	VII O
4	Порядковый номер	25
5	Строение атома	+25 2 8 13 2 $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^5$ $4s^2$ [Ar] $3d^5$ $4s^2$
6	Относительная атомная масса	54,938
7	Число протонов в ядре атома	25
8	Плотность, г/см^3	7,44
9	$T_{пл.}$, °C	1 244
10	$T_{кип.}$, °C	2 080
11	Содержание в земной коре, %	0,1
12	Распространение в природе	MnO_2 – пиролюзит, Mn_3O_4 – гаусманит, Mn_2O_3 – браунит
13	Открыт	1774 г. К. Шееле
14	Устойчивая степень окисления	0; +2; +4; +7

Марганец можно получить также путем электролиза раствора соли $MnSO_4$.

Физические свойства. Марганец – твердый металл серебристо-белого цвета (табл. 18).

Химические свойства. Поверхность металла марганца

http://eduportal.uz

покрыта тонкой оксидной пленкой (Mn_2O_3), поэтому он не окисляется на воздухе даже при нагревании.

При накаливании марганец участвует в ряде химических реакций. В зависимости от температуры реакции образует с кислородом соединения MnO, MnO_2, Mn_2O_3, Mn_3O_4:

$$4Mn + 3O_2 = 2Mn_2O_3.$$

При нагревании быстро вступает в реакцию с водой:

$$Mn + 2H_2O = Mn(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Взаимодействуя с галогенами, серой и азотом, марганец образует $MnCl_2$, MnS, Mn_3N_2:

$Mn + Cl_2 = MnCl_2$, $Mn + S = MnS$, $3Mn + N_2 = Mn_3N_2$.

В реакциях с разбавленными кислотами вытесняет водород: $Mn + 2HCl = MnCl_2 + H_2\uparrow$, $Mn + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2\uparrow$.

При взаимодействии с концентрированной серной и азотной кислотами образует не водород, а SO_2 или NO_2:

$Mn + 2H_2SO_4 = MnSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$,

$Mn + 4HNO_3 = Mn(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$.

Элементы ЗУН: марганец, пиролюзит, гаусманит, браунит, К.Шееле, химические свойства марганца.

Вопросы и задания

1. Почему марганец не окисляется на воздухе даже при нагревании?
2. Напишите уравнения реакций взаимодействия марганца с чистым кислородом и водой.
3. Объясните взаимодействие марганца с кислотами. Напишите уравнения реакций.

Соединения марганца и их применение

Соединения. Известно пять оксидов марганца.

На практике широко используются оксид марганца(IV) (сильный окислитель) и соли, соответствующие оксиду Mn_2O_7.

http://eduportal.uz

Mn

- MnO – оксид марганца(II). Основный
- Mn_2O_3 – оксид марганца(III). Основный
- MnO_2 – оксид марганца(IV). Амфотерный
- Mn_2O_7 – оксид марганца(VII). Кислотный
- Mn_3O_4 – смесь оксидов марганца(II) и (III). Смешанный оксид ($MnO \cdot Mn_2O_3$)

Оксид марганца(VII) Mn_2O_7 — маслянистая жидкость. Его получают путем воздействия на перманганат калия серной кислотой. Образовавшийся в результате реакции Mn_2O_7 при накаливании разлагается на MnO_2 и O_2:

$$2KMnO_4 + H_2SO_4 = Mn_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O,$$

$$2Mn_2O_7 = 4MnO_2 + 3O_2\uparrow.$$

Перманганат калия $KMnO_4$ — кристаллическое вещество темно-красного цвета, хорошо растворимое в воде. Применяется в медицине. Обладает сильным окислительным свойством, которое зависит от среды раствора.

В кислотной среде:

$$2KMnO_4 + 10KCl + 8H_2SO_4 = 6K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Cl_2 + 8H_2O.$$

В щелочной среде:

$$2KMnO_4 + K_2SO_3 + 2KOH = K_2SO_4 + 2K_2MnO_4 + H_2O.$$

В нейтральной среде:

$$2KMnO_4 + 3K_2SO_3 + H_2O = 2MnO_2 + 3K_2SO_4 + 2KOH.$$

При накаливании перманганат калия разлагается, и это используется при получении кислорода в лабораторных условиях: $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$.

Марганцевая кислота ($HMnO_4$), соответствующая оксиду марганца(VII), является сильной неустойчивой кислотой, которая легко разлагается в воде.

http://eduportal.uz

Применение. Марганец и его соединения применяются во многих отраслях народного хозяйства:

Mn

- Производство стали
- Изготовление сплавов
- Покрытие поверхностей металлических изделий
- В качестве катализатора
- Производство микроудобрений: $MnSO_4 \cdot 4H_2O$
- В качестве окислителей
- Медицина

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте марганец по расположению его в периодической таблице и по строению атома.
2. Каковы свойства оксидов марганца?
3. В состав одного из оксидов марганца входит 50,5 % кислорода. Определите формулу этого оксида. Каковы его свойства?

Наглядные задачи и примеры

Пример 1. При накаливании оксида марганца(IV) при участии гидроксида и нитрата калия он окисляется и образует соли кислоты $HMnO_4$. Напишите уравнение данной реакции и уравняйте его методом электронного баланса.

Решение: 1) напишем уравнение реакции.

$MnO_2 + KOH + KNO_3 = K_2MnO_4 + KNO_2 + H_2O$;

2) определим элементы с изменившимися степенями окисления:

$\overset{4+}{Mn}O_2 + KOH + \overset{5+}{K}NO_3 = K_2\overset{7+}{Mn}O_4 + \overset{3+}{K}NO_2 + H_2O$;

3) следовательно, степень окисления марганца в MnO_2 изменилась с +4 до +7, т.е. его атом отдал два электрона. Степень

http://eduportal.uz

окисления азота в KNO_2 изменилась с +5 до +3, т.е. его атом присоединил два электрона:

$$1 \mid 2 \mid \overset{4+}{Mn} \xrightarrow{-2\bar{e}} \overset{6+}{Mn} \mid 3 \text{ (восстановитель)},$$

$$1 \mid 2 \mid \overset{5+}{N} \xrightarrow{+2\bar{e}} \overset{3+}{N} \mid 2 \text{ (окислитель)};$$

4) подставим в уравнение коэффициенты:

$$MnO_2 + 2KOH + KNO_3 = K_2MnO_4 + KNO_2 + H_2O.$$

► **Пример 2.** Окислительное свойство K_2MnO_4 зависит от среды раствора (см. тему). Уравняйте уравнения следующих реакций методом электронного баланса:

а) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 = ...$,

б) $KMnO_4 + NaNO_2 + KOH = ...$,

в) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O = ...$.

► **Пример 3.** Как из соли $FeSO_4$ можно получить соль $Fe_2(SO_4)_3$? Напишите уравнение реакции и докажите, что она является окислительно-восстановительной. Уравняйте уравнение методом электронного баланса.

► **Пример 4.** Воздействуя на перманганат калия соляной кислотой, получают хлор. Уравняйте уравнение этой реакции методом электронного баланса.

► **Решение:** 1) запишем уравнение реакции и определим элементы, степени окисления которых изменились:

$$\overset{7+}{KMnO_4} + HCl \rightarrow KCl + \overset{2+}{MnCl_2} + \overset{0}{Cl_2} + H_2O;$$

2) составим схему изменения электронов в атомах элементов, у которых изменились степени окисления, и определим элементы окислители и восстановители:

$$\overset{7+}{Mn} \xrightarrow{+5\bar{e}} \overset{2+}{Mn} \mid \text{окислитель (восстанавливается)},$$

$$2\overset{1-}{Cl} \xrightarrow{-2\bar{e}} \overset{0}{Cl_2} \mid \text{восстановитель (окисляется)};$$

3) число присоединенных и отданных электронов должно быть одинаковым. Поэтому:

		а	*б*	*в*
$\overset{7+}{Mn} \xrightarrow{+5\bar{e}}$	$\overset{2+}{Mn}$	5	10 : 5 = 2	2,
$2\overset{1-}{Cl} \xrightarrow{-2\bar{e}}$	$\overset{0}{Cl_2}$	2	10 : 2 = 5	5,

http://eduportal.uz

где *а* — число электронов, отданных и присоединенных элементами, степени окисления которых изменились; *б* — общий знаменатель для числа отданных и присоединенных электронов; *в* — коэффициенты.

Примечание. Два атома марганца присоединяют 10 электронов по пять электронов каждый.

4) подставим в первоначальное уравнение найденные коэффициенты;

5) уравняем уравнение на основе коэффициентов, определенных выше: $2KMnO_4 + 16HCl = 2KCl + 2MnCl_2 + 5Cl_2 + 8H_2O$.

► **Пример 5.** Подставьте коэффициенты в уравнения окислительно-восстановительных реакций:

а) $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + O_2 + H_2O$;

б) $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;

в) $MnO_2 + HCl = MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$.

► **Пример 6.** Уравняйте уравнения следующих химических реакций и определите окислители и восстановители:

а) $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow H_2MnO_4 + KCl + H_2O$;

б) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KOH$;

в) $KMnO_4 + HNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + HNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$;

г) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 +$
$+ MnSO_4 + H_2O$.

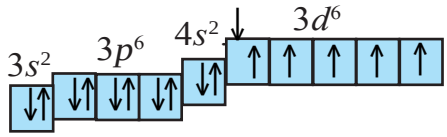
§ 34 Железо

Кровь красного цвета и выполняет в организме человека важную транспортную функцию. Чем это объясняется?

Расположение в периодической таблице. Железо расположено в побочной подгруппе восьмой группы, под порядковым номером 26. Химический символ – Fe. Относительная атомная масса равна 55,847. Железо относится к семейству *d*-элементов.

Строение атома. Электронная конфигурация атома железа следующая:

http://eduportal.uz



$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

В химических реакциях атом железа отдает два электрона с 4*s*-внешнего электронного слоя и превращается в ион с зарядом +2. Ион Fe^{2+} отдает еще один электрон с 3*d*-электронного слоя и превращается в ион с зарядом +3. Железо образует ряд соединений, соответствующих степеням окисления +2 и +3.

Fe (+26) 2; 8; 14; 2 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$				
$T_{пл}$,°C	$T_{кип}$,°C	ρ, г/см³	E, В	Открыт
1539	2870	7,874	0,44	Известно издавна

Магнетит Fe_3O_4,
пирит FeS_2,
гематит Fe_2O_3,
лимонит $FeO_2 \cdot nH_2O$,
сидерит $FeCO_3$.

FeS,
Fe_2O_3,
Fe_3O_4,
$FeCl_2$.

→ **Fe** →

$Fe(CO)_5$,
$Fe(NO_3)_3$,
Fe_3O_4,
$Fe(OH)_3$,
$Fe_2(SO_4)_3$,
$FeHal_3$,
FeS_2,
$FeSO_4$.

Применение

Производство чугуна, стали,
производство электромоторов,
машиностроение,
быт,
отрасли народного хозяйства.

Распространение в природе. Железо – самый распространенный после алюминия металл на земле. Согласно некоторым данным, железо составляет ядро Земли. Его можно считать

http://eduportal.uz

самым распространенным металлом на земном шаре. Массовая доля железа в земной коре составляет 4,2 %. В природе железо встречается в виде соединений. В небесных телах – метеоритах оно встречается в свободном состоянии. Основными минералами железа являются магнетит – магнитный железняк Fe_3O_4, гематит – красный железняк Fe_2O_3, лимонит – бурый железняк $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$ ($HFeO_2 \cdot nH_2O$), сидерит – железный шпат $FeCO_3$, пирит – железный колчедан FeS_2.

Получение. Железо получают следующими способами.

1. Воздействием на оксиды железа водородом, углеродом или угарным газом:

$$FeO + H_2 = Fe\downarrow + H_2O; \quad Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2\uparrow.$$

2. Способом алюминотермии из оксидов железа:

$$3Fe_3O_4 + 8Al = 9Fe\downarrow + 4Al_2O_3.$$

3. Путем электролиза двухвалентных солей железа.

Физические свойства. Чистое железо – металл серебристо-белого цвета, быстро тускнеющий на воздухе, достаточно мягкий, поддающийся ковке, обладающий сильными магнитными свойствами, хорошо проводящий тепло и электрический ток. Температура плавления 1539 °С, плотность 7874 кг/м^3, число устойчивых изотопов 4 (54, 56, 57, 58).

Химические свойства. При нагревании на воздухе образуется смесь оксидов железа – железная окалина:

$$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4 \text{ или } FeO \cdot Fe_2O_3.$$

При нагревании железо вступает в реакцию с хлором, серой, углеродом, азотом:

$$2Fe + N_2 \rightarrow 2FeN \text{ (нитрид железа(III))},$$

$$Fe + S \rightarrow FeS \text{ (сульфид железа(II))},$$

$$3Fe + C \rightarrow Fe_3C \text{ (карбид железа)},$$

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3 \text{ (хлорид железа(III))}.$$

Раскаленное железо взаимодействует с водяными парами, в результате чего образуются водород и железная окалина. Однако эта реакция считается обратимой:

http://eduportal.uz

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow.$$

Во влажной среде и в воде железо подвергается коррозии, ржавеет и разъедается.

- ***Ржавчина – желто-бурое соединение, представляющее собой гидроксид железа(III)*** **$Fe(OH)_3$.**

Пористый слой ржавчины, легко пропускающий газ и водяные пары, не может предохранять металл от разъедания:

$$4Fe + 6H_2O + 3O_2 \rightarrow 4Fe(OH)_3.$$

В ряду активности металлов железо находится слева от водорода. Поэтому оно вытесняет водород из соляной и разбавленной серной кислот, образует соли, имеющие степень окисления +2:

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow.$$

При обычной температуре железо пассивно по отношению к концентрированной серной и азотной кислотам: на его поверхности образуются соединения, не растворимые в этих кислотах. Поэтому концентрированную серную и азотную кислоты хранят в железной посуде.

А с разбавленной азотной кислотой железо вступает в различные реакции в зависимости от условий и концентрации раствора кислоты:

а) с нагретой и разбавленной азотной кислотой —

$$Fe + 4HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O;$$

б) с сильно разбавленной азотной кислотой при температуре 0–10 °C —

$$5Fe + 12HNO_3 = 5Fe(NO_3)_2 + N_2\uparrow + 6H_2O.$$

Железо вытесняет из растворов солей металлы, которые в ряду активности металлов находятся после него:

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow.$$

Элементы ЗУН: железо, атомное строение, распространение в природе, получение, ржавчина.

http://eduportal.uz

Вопросы и задания

1. К какому семейству элементов относится железо?
2. Напишите уравнения реакций получения железа и его соединений.
3. В кислотной среде сульфат железа(II) окисляется перманганатом калия и превращается в $Fe_2(SO_4)_3$. Напишите уравнение данной окислительно-восстановительной реакции и уравняйте его.

§ 35 Важнейшие соединения железа. Применение

Fe

- Соединения, имеющие степень окисления +2: FeO, $Fe(OH)_2$, $FeCl_2$
- Смешанные соединения (+2 и +3): Fe_3O_4 [FeO, Fe_2O_3], магнетит
- Соединения, имеющие степень окисления +3: Fe_2O_3, $Fe(OH)_3$, $FeCl_3$

При горении на воздухе железо образует Fe_3O_4. Это – смешанный оксид.

Двухвалентные соединения железа получают путем воздействия на железо кислотой: $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$.

Из хлорида железа(II) можно получить двухвалентные гидроксиды и оксиды железа:

$FeCl_2 + 2NaOH = Fe(OH)_2 + 2NaCl$, $Fe(OH)_2 \rightarrow FeO + H_2O$.

Двухвалентные соединения железа получают также путем восстановления трехвалентных соединений:

$$2FeCl_3 + Fe = 3FeCl_2.$$

Реактивом для двухвалентных соединений железа служит гексацианоферрат калия(III) (красная кровяная соль). В результате образуется гексацианоферрат железа(III) калия(II) (турнбулевая синь).

http://eduportal.uz

$$FeCl_2 + K_3[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6] + 2KCl.$$

Трехвалентные соединения железа получают путем воздействия железом на концентрированные азотную и серную кислоты или хлор:

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3,$$

$$2Fe + 6H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O.$$

Из трехвалентных солей железа можно получить другие трехвалентные соединения:

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 + 3NaCl,$$

$$2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O.$$

Реактивом для трехвалентных соединений является желтая кровяная соль (гексацианоферрат калия(II). В результате реакции образуется берлинская лазурь (гексацианоферрат железа(II) калия(III) — прозрачная малорастворимая комплексная соль синего цвета:

$$FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6] + 3KCl.$$

Для определения трехвалентных соединеий железа используется также роданид калия (KNCS) или роданид аммония (NH_4NCS). В результате реакции образуется роданид железа темно-красного цвета:

$$FeCl_3 + 3KNCS = Fe(NCS)_3 + 3KCl.$$

$Fe(OH)_2$ — светло-зеленый осадок, который со временем темнеет, $Fe(OH)_3$ – осадок бурого цвета:

$$4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3.$$

Применение. Среди других металлов железо имеет самое важное значение для человека. Все отрасли современной техники неразрывно связаны с железом и его сплавами. На практике чистое железо используется не так широко, как его сплавы чугун и сталь. Их значение так велико, что, в отличие от других металлов, они выделены в отдельную группу под названием черных металлов. Со сталью и чугуном мы ознакомимся далее.

http://eduportal.uz

$FeSO_4 \cdot 7H_2O$ — кристаллогидрат сульфата железа(II) (железный купорос) — используется в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями сельскохозяйственных растений, а также служит сырьем для производства минеральных красок. $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$ — кристаллогидрат соли сульфат железа(III) имеет важное значение для очистки воды.

$FeCl_3$ — хлорид железа(III) применяется для отбеливания и окраски тканей в текстильной промышленности.

Биологическое значение. С биологической точки зрения железо считается одним из важнейших металлов. В живой природе оно встречается в организме растений, животных, входит в состав многих ферментов. Соединения железа с некоторыми белками имеют крайне важное значение. Например, из курса биологии нам известна роль крови в организме человека и животных и ее функции. Способность крови транспортировать кислород связана с эритроцитами. Основу этих эритроцитов составляют ионы железа и белок глобин: в одной молекуле гемоглобина содержится четыре иона железа Fe^{2+}.

Велика роль железа и в процессе, протекающем в растениях, – превращении углерода в его органические соединения – фотосинтезе.

При недостатке железа в растениях у них развивается заболевание хлороз, а у человека – анемия. Для предупреждения этого явления растениям необходимы удобрения, содержащие микроэлементы, а для человека – наличие в рационе железосодержащих продуктов: яблок, гранатов, айвы, овощей, яиц, печени, языка, почек животных и т.д.

В мышечной ткани содержание железа составляет 0,018 %, в костном мозге – $(0{,}03–3{,}8) \cdot 10^{-2}$ %, в крови – 447 мг/л. Ежедневно вместе с пищей в организм человека должно поступать 6–40 мг железа. Отравляющая доза равна 200 мг, смертельная – 7–35 г. В организме человека (на 70 кг веса) содержится в среднем 4,2 г железа.

Наряду с неорганическими соединениями железа большое значение имеют его органические соединения. Так, соединение ферроцен, получаемое синтетическим способом

http://eduportal.uz

и являющееся прототипом природного соединения железа гемоглобина, легло в основу целой отрасли химической науки и привлекает внимание широкого круга исследователей. На основе ферроцена получено более 100 химических соединений, имеющих практическое значение.

На основе ферроцена узбекскими учеными А.Т.Максумовым, И.Р.Аскаровым, Ю.Т.Насриддиновым и их учениками синтезировано свыше 10 биологически активных препаратов, которые рекомендованы для лечения заболеваний, связанных с недостатком железа в организме человека.

Элементы ЗУН: соединения железа (оксиды, гидроксиды, соли), биологическое значение.

Вопросы и задания

1. Расскажите о биологической роли железа в жизненных процессах.
2. Почему железо проявляет в соединениях два вида степени окисления?
3. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

   а) $Fe \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe$;

   б) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe$;

   в) $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3$;

   г) $FeO \rightarrow Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2$.
4. Сколько железного магнетита, содержащего 10 % примесей, надо взять, чтобы получить 7 т железа?
5. Какой объем (л,н.у.) хлора вступит в реакцию с 14 г железа? Сколько молей и атомов содержится в этом объеме хлора?

§ 36 Металлургия в Узбекистане. Производство чугуна

Чем отличается чугун от стали? Почему чугун хрупкий, а сталь прочная?

В Узбекистане металлургическая промышленность развита в основном в Бекабаде. На Бекабадском металлургическом

http://eduportal.uz

заводе вырабатывается продукция черной металлургии – сталь и чугун.

- ***Чугун – сплав железа и углерода, содержащий более 2,14 % углерода.***
- ***Сталь – сплав железа и углерода, содержащий менее 2,14 % углерода.***

Выплавка чугуна. Чугун выплавляется в доменных печах – домнах – из железных руд, состоящих в основном из оксидов железа. Доменные печи представляют собой башни высотой 27–31 м, выложенные из огнестойкого кирпича (рис 16). С верхней части домна загружается смесью железной руды, кокса – С, флюса – известняка и песка. Через специальные отверстия фурмы в нижней части домны вдувается горячий воздух температурой 600–800 °С. В большинстве случаев вместе с воздухом вдувается чистый кислород (кислородное дутье). Горение кокса обеспечивает высокую температуру в домне. Кислородное дутье ускоряет повышение температуры и плавление чугуна. Кокс в домне служит источником CO, который выполняет роль восстановителя и способствует поднятию температуры.

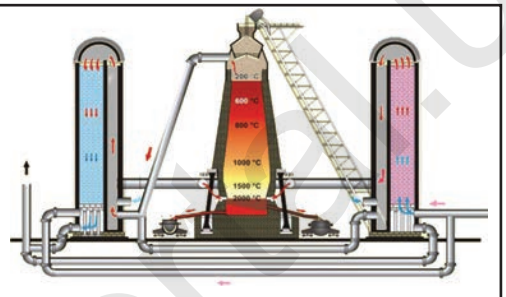


Рис. 16. Устройство доменной печи

В домне протекают следующие химические процессы:

1) сгорание части кокса и образование CO_2: $C + O_2 \rightarrow CO_2\uparrow$;

2) взаимодействие CO_2 с коксом при высокой температуре и превращение в CO: $CO_2 + C \rightarrow 2CO\uparrow$;

3) восстановление железной руды до свободного железа в присутствии CO:

$Fe_2O_3 \cdot nH_2O \rightarrow Fe_2O_3 + nH_2O$ (500—700 °С);

$3Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2Fe_3O_4 + CO_2\uparrow$ (450—500 °С);

http://eduportal.uz

$Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3FeO + CO_2\uparrow$ (500—700 °C);

$FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2\uparrow$ (700—800 °C);

4) взаимодействие примесей руды с флюсом и образование легкоплавящихся и легких веществ – шлака:

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$; $CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$.

Образующееся из руды в результате восстановления пористое железо взаимодействует с CO, углеродом кокса, кремнием, марганцем, фосфором, серой и образует жидкий чугун. Чугун и шлак стекают в нижнюю часть домны – горн. В горне образуется два слоя: верхний – шлак, нижний – чугун. Слой шлака защищает чугун от окисления. Чугун и шлак периодически выпускаются из домны через специальные отверстия. Плотность чугуна составляет 7,5 г/см^3, а плотность шлака, который почти в три раза легче чугуна, равна 2,5 г/см^3.

В последние годы налажено дутье кислорода вместе с природным газом (газокислородное дутье). Входящий в состав природного газа метан сгорает и образует пары углекислого газа и воды. Последние в свою очередь взаимодействуют с раскаленным коксом, в результате чего доменный газ обогащается сильными восстановителями – угарным газом и водородом:

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2\uparrow + 2H_2O$, $CO_2 + C \rightarrow 2CO\uparrow$,

$H_2O + C \rightarrow H_2\uparrow + CO\uparrow$.

Рис. 17. Чугунная решетка

Применение природного газа в этом процессе уменьшает расход кокса на 10–20 %.

Свойства чугуна. Выплавляемый в домнах чугун содержит 2–4,5 % C и небольшие количества кремния, марганца, серы и фосфора. Чугун тверже железа, но хрупкий и не ковкий. Различают чугун литейный и предельный. Из литейного чугуна изготавливают различные изделия (рис.17), из предельного производят сталь.

- ***Чугун, являясь сплавом железа и углерода, содержит в своем составе 2–4,5 % углерода. Также в составе чугуна содержится до 1,5 % Mn, до 4,5 % Si и небольшие количества S и P.***
- ***В составе легированной стали имеются Cr, Ni, Si и Mn.***
- ***Чугун выплавляют в доменных печах. Сырье – железная руда: Fe_2O_3, Fe_3O_4 и кокс.***
- ***Чугун – первичная продукция черной металлургии.***
- ***Литейный чугун серого цвета и содержит углерод в форме графита. Из него изготавливают трубы, решетки для мостов, детали машин, химическое оборудование .***
- ***Предельный чугун белого цвета и содержит углерод в форме карбида железа. Он используется в производстве стали.***

Элементы ЗУН: металлургия, чугун, доменная печь, доменный газ, шлак, кокс, литейный чугун, предельный чугун.

Вопросы и задания

1. Что служит сырьем для выплавки чугуна?
2. Объясните процессы, происходящие в доменной печи при выплавке чугуна, на основе уравнений химических реакций.
3. Какими видами современного дешевого сырья можно заменить чугун, при изготовлении некоторых изделий? Каковы их преимущества?

§ 37 Производство стали

Сталь, больше всего используемая в народном хозяйстве, является продуктом переработки чугуна. Сущность процесса получения стали сводится к уменьшению углерода в составе чугуна, а также к вытеснению серы, фосфора, кремния, марганца и других примесей.

Для этого определенная часть железа с помощью кислорода воздуха окисляется, и образуется оксид железа(II). Затем оксид железа(II) окисляет кремний, фосфор, марганец и углерод:

http://eduportal.uz

$2Fe + O_2 \rightarrow 2FeO + Q$,

$5FeO + 2P \rightarrow 5Fe + P_2O_5 + Q$,

$2FeO + Si \rightarrow 2Fe + SiO_2 + Q$,

$FeO + Mn \rightarrow Fe + MnO + Q$,

$FeO + C \rightarrow Fe + CO\uparrow + Q$.

Углерод выводится в виде газов CO и CO_2. Оксиды кремния, марганца и других металлов переходят в состав шлака. Сера в составе чугуна содержится в виде FeS и с помощью CaO переходит в CaS. Фосфор в составе чугуна, окисляясь, образует оксид P_2O_5, который, взаимодействуя с известью, образует $Ca_3(PO_4)_2$. Фосфор в виде $Ca_3(PO_4)_2$ переходит в шлак:

$FeS + CaO = CaS + FeO$, $3CaO + P_2O_5 = Ca_3(PO_4)_2$.

Сталь из предельного чугуна выплавляется в кислородном конверторе мартеновской печи (рис. 18) или электродуговой печи. На Бекабадском металлургическом заводе сталь выплавляется мартеновским способом (рис.19).

Свойства стали. По химическому составу сталь подразделяется на углеродистую и легированную. Для изготовления легированной стали и придания ей специальных свойств в состав стали вводят различные добавки: хром, никель, титан, молибден, ванадий, вольфрам и др.

Все виды стали обладают прочностью и пластичностью. Их можно ковать, прокатывать, волочить, штамповать, вытя-

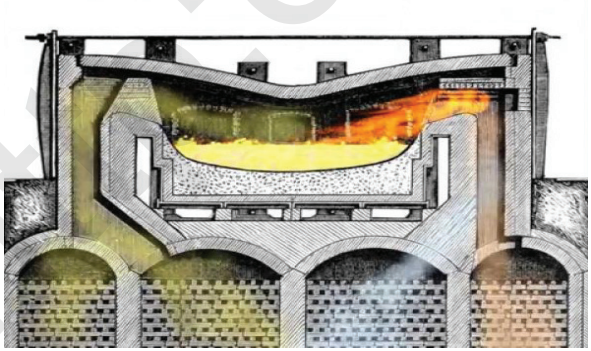


Рис. 18. Мартеновская печь (в разрезе)

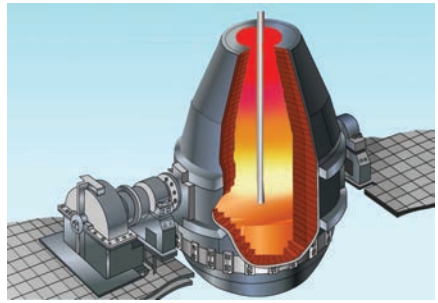


Рис. 19. Кислородный конвертор

гивать в проволоку. В зависимости от сферы использования в технике сталь подразделяется на конструкционную, приборную и специальную.

- ***Сталь – это сплав железа, содержащий до 2 % углерода.***
- ***Углеродистая сталь содержит в своем составе до 2 %* C, *0,1–1 %* Mn, *0,4 %* Si, S *и* P.**
- ***Легированная сталь – сталь, изготовленная с добавлением* Cr, Ni, Mo, Al *и др., для придания ей специальных свойств (механической прочности, коррозионной устойчивости, магнитных и электроводящих свойств).***
- ***Сталь выплавляется в мартеновских печах, в кислородных конверторах. Сырьем для мартеновских печей служат чугун, сталь и отходы чугунных изделий.***
- ***Изменение свойств стали закаливанием, прокаливанием, цементированием, азотированием, ковкой было известно ремесленникам издавна.***
- ***Конструкционная сталь обладает высокой степенью прочности и пластичности, ее обработка под давлением, резка и сварка не вызывают трудностей. Поэтому она используется при изготовлении деталей машин, различных конструкций и строительстве зданий.***
- ***Приборная сталь обладает высокой степенью прочности, твердости, устойчивости к истиранию. Она применяется для изготовления режущих и точильных приборов, штампов. Отдельную группу составляют скоростные режущие стали, которые сохраняют режущую способность даже при высокой температуре (600–700 °C).***
- ***Отдельную группу составляют специальные стали (нержавеющие, жаропрочные, магнитные), которые устойчивы к коррозии в условиях высокой температуры, влажности, кислотности среды и др. и применяются для изготовления газовых турбин, реактивных двигателей, ракетных и магнитных установок.***

http://eduportal.uz

Охрана окружающей среды при производстве чугуна и стали. Производство чугуна и переработка его в сталь представляют собой сложный процесс, вызывающий загрязнение окружающей среды пылью, копотью, ядовитыми газами, шлаками и сточными водами. Поэтому проводятся исследования, направленные на разработку способов получения железа и стали непосредственно из руды. В этом процессе в качестве восстановителя кокс не используется, вместо него применяются водород и природный газ.

Пористое железо, получаемое из руды, очень чистое (не содержит углерода и других примесей) и широко применяется для получения стали и порошкообразной стали в мартеновских и электрических печах.

Одним из примеров внедрения новой безотходной технологии в черной металлургии является получение железа из руды без использования кокса. При этом ощутимо уменьшается расход воды, количество сточных вод, твердых отходов и газовых выбросов в атмосферу.

Элементы ЗУН: сталь, мартеновская печь, конструкционная сталь, приборная сталь, специальная сталь.

Вопросы и задания

1. Что такое флюсы и какова их задача?
2. Перечислите типы чугуна. Приведите примеры их использования в повседневной жизни.
3. Какие предметы из стали вы знаете?

Наглядные задачи и примеры

Пример 1. В составе водородного соединения элемента, имеющего высший оксид E_2O_5, содержится 8,8 % водорода. Определите этот элемент.

Решение. Из периодической таблицы выясняем, что водородным соединением элемента, имеющего высший оксид E_2O_5, должен быть EH_3. Чему равна молярная масса гидрида состава EH_3?

http://eduportal.uz

$M(EH_3) = A(E) + 3$. Исходя из того, что массовая доля водорода в EH_3 равна $\omega = 8{,}8\ \%$, можем записать следующее уравнение:

$$\frac{3}{A(E)+3} \cdot 100\ \% = 8{,}8\ \%.$$

Чему равна атомная масса A элемента?

$8{,}8 \cdot A(E) + 3) = 3 \cdot 100,$
$8{,}8 \cdot A(E) + 26{,}4 = 300,$
$8{,}8 \cdot A(E) = 300 - 26{,}4,$

$$A(E) = \frac{273{,}6}{8{,}8} = 31.$$

Ответ: $A(E) = 31$. Это фосфор, P_2O_5; PH_3- фосфин.

► **Пример 2.** Для приготовления бордосской жидкости, используемой для борьбы с вредными насекомыми в садоводстве, используется медный купорос. При накаливании 12,5 г медного купороса его масса уменьшается до 4,5 г. Определите химическую формулу медного купороса.

► **Решение.** 1-й способ: 1) в составе медного купороса содержится $CuSO_4$ и n молей воды.

$M_r(CuSO_4) = 160$; $M_r(H_2O) = 18$.

При накаливании 12,5 г медного купороса вода испаряется и остается безводная соль сульфат меди(II):

$12{,}5 - 4{,}5 = 8$ г.

$m(CuSO_4) = 8$ г; $m(H_2O) = 4{,}5$ г.

$$\begin{cases} 8 \text{ г соли } CuSO_4 \text{ соединились с } 4{,}5 \text{ г воды,} \\ 160 \text{ г соли } CuSO_4 \text{ с } x \text{ г воды,} \end{cases}$$

$$x = \frac{160 \cdot 4{,}5}{60} = 90 \text{ г;}$$

2) сколько молей в 90 г воды? $n = \frac{m}{M} = \frac{90}{18} = 5$ молей.

Ответ: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

2-й способ. Медный купорос $CuSO_4 \cdot nH_2O$: $160 + n18$.

Если 8 г соли $CuSO_4$ соединились с 4,5 г воды, а 160 г соли $CuSO_4$ соединились с 18 г воды, то

$$\frac{8}{160} = \frac{4{,}5}{18n}; \qquad 18n \cdot 8 = 160 \cdot 4{,}5, \quad 144n = 720, \quad n = 5.$$

Ответ: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

http://eduportal.uz

Пример 3. Для растворения 2 г оксида двухвалентного металла израсходовано 18,25 г 20 %-ного раствора соляной кислоты. Определите элемент оксида.

Решение: 1) найдем массу HCl в израсходованном растворе:

$m(HCl) = 18{,}25 \cdot 0{,}2 = 3{,}65$ г;

2) определим MeO:

2 г 3,65

$MeO + 2HCl = MeCl_2 + H_2\uparrow$,

A+16 73

$$\frac{2\text{ г}}{A+16} = \frac{3{,}65}{73}, \quad 3{,}65 + (A + 16) = 72 \cdot 2,$$

$3{,}65A + 58{,}4 = 146$; $3{,}65A = 146 - 58{,}4$,

$3{,}65A = 87{,}6$,

$$A = \frac{87{,}6}{3{,}65} = 24.$$

Ответ: магний Mg.

Пример 4. При растворении оксида неизвестного металла в серной кислоте образовалось 3,92 г сульфата металла и 0,54 г воды. Определите формулу оксида металла.

Решение. Составим уравнение реакции:

3,92 0,54

$Me_2O_n + nH_2SO_4 = Me_2(SO_4)_n + nH_2O$.

$2A + 16n$ $98n$ $2A + 96n$ $18n$

Так как в уравнении $\frac{3{,}92}{2A+96n} = \frac{0{,}54}{18n}$ два неизвестных, его невозможно решить.

Но если валентность металла принять равной 1 (n — валентность металла), уравнение решить можно:

$0{,}54(2A + 96) = 3{,}92 \cdot 18$,

$1{,}08A + 51{,}84 = 70{,}56$,

$1{,}08A = 70{,}56 - 51{,}84$, $A = \frac{70{,}56 - 51{,}84}{1{,}08} = \frac{18{,}72}{1{,}08} = 17{,}3.$

Значит, при $n = 1$ $A = 17{,}3$. Одновалентного металла с $A = 17{,}3$ не существует.

При $n = 2$ $A = 17{,}3 \cdot 2 = 34{,}6$. Двухвалентного металла с $A = 3{,}46$ также не существует.

При $n = 3$ $A = 17{,}3 \cdot 3 = 51{,}9$. Трехвалентный металл с

http://eduportal.uz

A = 51,9 — это расположенный в периодической таблице под порядковым номером 24 хром.

Ответ: Cr_2O_3 — оксид хрома(III).

► **Пример 5.** Минерал берилл под влиянием содержащихся в его составе примесей встречается в виде разноцветных драгоценных камней, которые используются при изготовлении ювелирных украшений. В составе минерала берилла содержатся 10,1 % алюминия, 5 % бериллия, 31,3 % кремния и кислород. Определите формулу берилла.

► **Решение:** 1) запишем качественный состав берилла:
$Al_xBe_ySi_zO_t$;

2) запишем количественный состав берилла:
Al = 10,1 %, Be = 5 %, Si = 31,3 %, O = ?
O = 100 - (10,1 + 5 + 31,3) = 53,6 %;
3) определим атомное соотношение в составе берилла.

$$x:y:z:t = \frac{10,1}{27}:\frac{5}{9}:\frac{31,3}{28}:\frac{53,6}{16},$$

$$x:y:z:t = 0,374:0,555:1,117:3,31.$$

Соотношения атомов в составе сложных веществ выражаются в целых числах. Поэтому полученные результаты переведем в целые числа. Самое малое число 0,374 примем за единицу и разделим остальные числа на 0,374:
$x : y : z : t = 1 : 1,5 : 3 : 9 = 2 : 3 : 6 : 18.$

Значит, формула минерала берилла $Al_2Be_3Si_6O_{18}$ или $Al_2O_3 \cdot 3BeO \cdot 6SiO_2$. ***Ответ:*** $Al_2O_3 \cdot 3BeO \cdot 6SiO_2$.

► **Пример 6.** Вычислите массу (г), объем (л,н.у.) и количество вещества кислорода, необходимого для получения оксида алюминия из 10,8 г алюминия.

► **Решение:** 1) запишем уравнение реакции взаимодействия алюминия с кислородом:

10,8 г x
$2Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$;
54 3 моля

2) найдем количество вещества исрасходованного кислорода:

$$\frac{10,8}{54} = \frac{x}{3}; \quad x = \frac{10,8 \cdot 3}{54} = 0,6 \text{ моля};$$

http://eduportal.uz

3) определим массу израсходованного кислорода:

$m(O_2) = M \cdot n = 32 \cdot 0{,}6 = 19{,}2$ г;

4) найдем объем (л,н.у.) израсходованного кислорода:

$V(O_2) = 22{,}4 \cdot 0{,}6 = 13{,}44$ л.

Ответ: 19,2 г; 13,44 л; 0,6 моля.

► **Пример 7.** При сильном накаливании 60 г смеси карбоната натрия и гидрокарбоната натрия выделилось 2,7 г воды. Определите массовые доли карбоната и гидрокарбоната натрия в составе смеси.

► **Решение:** 1) запишем уравнения реакций, протекающих при накаливании смеси солей:

$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O.$

2,7 г воды образовалось только за счет распада $NaHCO_3$;

2) из какого количества $NaHCO_3$ образуется 2,7 г воды?

$$\underset{168}{\overset{x}{2NaHCO_3}} \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + \underset{18}{\overset{2{,}7}{H_2O}},$$

$$\frac{x}{168} = \frac{2{,}7}{18}, \quad x = \frac{168 \cdot 2{,}7}{18} = 25{,}2 \text{ г};$$

3) 25,2 г смеси (60 г) составляет $NaHCO_3$. Масса карбоната натрия 60 — 25,2 = 34,8 г.

$$\omega\,(Na_2CO_3) = \frac{34{,}8}{60} = 0{,}58,$$

$$\omega\,(NaHCO_3) = \frac{25{,}2}{60} = 0{,}42.$$

Ответ: $Na_2CO_3 = 0{,}58$, $NaHCO_3 = 0{,}42$ или

$Na_2CO_3 = 58$ %, $NaHCO_3 = 42$ %.

► **Пример 8.** Сколько граммов меди образуется при полном взаимодействии 40 г 20 %-ного раствора соли сульфата меди(II) с железом?

► **Решение:** 1) определим массу сульфата меди(II) в растворе:

$m(CuSO_4) = 40 \cdot 0{,}2 = 8$ г;

http://eduportal.uz

2) найдем массу меди, образовавшейся в результате реакции:

$$\overset{8}{CuSO_4} + Fe = FeSO_4 + \overset{x}{Cu}\downarrow,$$
$$160 \qquad\qquad\qquad 64$$

$$\frac{8}{160} = \frac{x}{64}, \quad x = \frac{8 \cdot 64}{160} = 3{,}2 \text{ г.}$$

Ответ: 3,2 г Cu.

► **Пример 9.** Определите место в периодической таблице и атомное строение металла, образующего 14,8 г нитрида при взаимодействии с 2,8 г азота. Примите, что валентность металла равна двум.

► **Решение.** Масса азота в 14,8 г нитрида равна 2,8 г.

m(Me) = 14,8 - 2,8 = 12 г.

1-й способ. Вычислим массу атома азота на основе уравнения реакции между азотом и металлом:

$$\overset{12}{3Me} + N_2 = \overset{14{,}8}{Me_3N_2},$$
$$3A \qquad\qquad 3A+28$$

$$\frac{12}{3A} = \frac{14{,}8}{3A+28}, \quad 12(3A+28) = 14{,}8 \cdot 3A, \quad 36A + 336 = 44{,}4A.$$

$-8{,}4A = -336$, $\qquad A = 40$. Это — кальций.

2-й способ. Вычисление на основе закона эквивалентов.

m(N) = 2,8; n(Me) = 12.

$E(\text{N}) = \dfrac{14}{3} = 4{,}67$. $E(Me) = ?$ Из формулы

$$\frac{E(\text{N})}{E(\text{Me})} \frac{m(\text{N})}{m(\text{Me})}$$ следует

$$E(\text{Me}) = \frac{E(\text{N}) \cdot m(\text{Me})}{m(\text{N})} = \frac{4{,}67 \cdot 12}{2{,}8} = 20.$$

A(Me) = $E \cdot v$ = 20 · 2 = 40. Это — кальций. ***Ответ:*** кальций.

http://eduportal.uz

ГЛАВА V

ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ, ПОЛУЧЕННЫХ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

§ 38 Перспективы химического производства

Современная промышленность нуждается в большом количестве материалов, обладающих такими свойствами и качествами, как высокая прочность, термостойкость, термопластичность, устойчивость к агрессивной химической среде. Природные и переработанные материалы неполностью отвечают этим требованиям и не удовлетворяют потребностей. Кроме того, в недалеком будущем человечество столкнется с проблемами, связанными с истощением природных источников сырья, энергии, воды, продуктов питания.

В таких условиях возрастает роль химии, химической продукции, химических способов во всех отраслях народного хозяйства. Важнейшей задачей, стоящей перед химией и химической промышленностью, являются разработка прогрессивных технологий с учетом проблем охраны окружающей среды; создание новых веществ и материалов, обладающих заданными свойствами; комплексная переработка природной, промышленной и сельскохозяйственной продукции, вторичного сырья; разработка способов утилизации отходов с целью более полного отделения полезных компонентов, экономии энергии и сырья; создание безотходных технологий.

На основе достижений научно-технического прогресса химическая промышленность производит новые материалы с заданными свойствами, не встречающиеся в природе, полимеры (пластмассы, синтетические волокна, синтетические каучуки),

http://eduportal.uz

керамику, композиты, лакокрасочную продукцию, синтетические моющие средства и др.

Некоторые виды полимеров конкурируют с дорогими высококачественными марками нержавеющей стали. Одна тонна таких полимеров может заменить шесть тонн металла. Полимеры все шире применяются в машиностроении, атомной промышленности, радиотехнике, микроэлектронике, в сельском хозяйстве, медицине, в повседневной жизни и других областях.

Керамика как промышленный материал стоит на третьем месте после металлов и пластмасс. Как известно, все больше возрастает степень использования керамики в машиностроении, при изготовлении конструкционных материалов, электротехнике и электротехнической промышленности.

Композиты, состоящие из основы (матрицы) и наполнителя, занимают особое место среди современных материалов. В качестве основы применяются металлы, сплавы, полимеры и керамика, в качестве наполнителя – металлические и углеродные волокна, обрезки, порошки. Композитные материалы, будучи экономически высокоэффективными, в пять раз прочнее традиционных и используются в авиации и космических технологиях.

Проблема обеспечения человечества продуктами питания, одеждой с каждым годом становится все серьезней, так как с ростом численности населения увеличиваются и потребности в различных продуктах. Производство высококачественных продуктов питания невозможно без интенсификации сельского хозяйства. Одним из путей интенсификации сельского хозяйства является внедрение достижений химии.

Химизация сельского хозяйства включает такие мероприятия, как применение минеральных удобрений, внедрение средств защиты растений и почвы, использование синтетических материалов для улучшения структуры почвы, в мелиорации, в теплицах, применение химических препаратов в качестве добавки в корм животных и в качестве консервантов, химическую переработку отходов сельского и лесного хозяйства, очистку водных бассейнов химическими способами, антисептическую защиту деревянных установок и строений (струк-

http://eduportal.uz

тур, конструкций), химический анализ почвы, кормов, пищевой продукции.

Одна из задач, стоящих перед химической промышленностью, – производство химической продукции, заменяющей природные материалы, используемые в технических целях, и продовольственные продукты. Налажено использование химической продукции при производстве одежды, бытовой техники, мебели. Широко применяются химические волокна, которые заменяют натуральную и искусственную кожу, композитные материалы, лаки и краски, вспомогательные средства переработки в текстильной промышленности, пластмассы.

Роль химии в медицине не ограничивается только синтезом новых лекарственных препаратов. Медицинское оборудование производится при участии химической промышленности. Химические методы позволяют исследовать процессы, протекающие в организме человека на клеточном и молекулярном уровне. А изучение этих процессов и способов управления ими дает возможность определять причины заболеваний, предупреждать и разрабатывать методы лечения.

В результате развития одной из новых отраслей каталитической химии ферментативного катализа появилось новое направление – химическая и инженерная энзимология. Это направление создало возможности для производства больших количеств новых высокоэффективных и высокоселективных ферментов – катализаторов белковой природы. Ферменты применяются и в качестве лекарственных препаратов, и для получения новых препаратов.

В повседневной жизни широко используются бытовые химические препараты – синтетические моющие средства, сорбенты, различные клеющие препараты.

Сокращение природных ресурсов ставит перед человечеством проблему замены индустриального способа производства технологическим. При этом особенно важна роль химической технологии. Технологическая перестройка производства включает комплексную переработку сырья, применение высокоэффективных, экономичных, малоэтапных, экологически безопасных технологий с использованием нового

http://eduportal.uz

поколения катализаторов, обладающих селективностью. Перед химией и промышленностью стоит задача максимального использования природных ресурсов, являющихся химическим сырьем, которые невозможно создать вновь: руд цветных и черных металлов, нефти, газа, угля. Например, из природного газа, содержащего до 40 % сероводорода, получают не только пропан и бутан, но и такие элементы, как сера и гелий, а также этан. Такое использование природного газа выгодно в экономическом и экологическом отношениях, поскольку предупреждает загрязнение атмосферы вредными оксидами серы, образующимися при горении сероводорода.

Интеграция химической технологии и атомной энергетики перспективна как с экономической, так и с экологической точек зрения. Будущее химических комбинатов представляется связанным с модификацией материалов, оснащением ядерными реакторами, которые будут обеспечивать радиационно-химические процессы лучевой, электрической энергией и теплом.

Как следует из изложенного, в развитии современной науки и техники роль химии и химической промышленности неоценима.

Химия как наука имеет огромное значение в развитии современных технологий, физики и биологии, а химическая промышленность – в развитии агропромышленности, обеспечении топливно-энергетических комплексов, в развитии машиностроения и металлургии, транспорта и строительства, а также других отраслей народного хозяйства, связанных с производством товаров широкого потребления.

§ 39 Защита атмосферы и гидросферы

“Здоровье людей неразрывно связано с окружающей средой.”

Абу Али ибн Сина

Охрана окружающей среды от загрязнения, защита природы, сохранение чистоты атмосферы, воды и состава почвы – актуальная проблема человечества.

http://eduportal.uz

Количество пыли в угольных шахтах составляет от 500 до 3000 мг/м^3. Чистота воздуха в шахтах обеспечивается с помощью вентиляционных устройств, которые ежесуточно выбрасывают в атмосферу до 1500 000 м^3 пыли. Это приводит к потере части продукции (выбрасываемые вместе с пылью мелкие частицы угля) и загрязнению атмосферы, т.е. воздуха, которым мы дышим.

При добыче руды на рудниках, а также при ее обогащении в атмосферу выбрасывается большое количество пыли (аэрозолей горных пород). Выбрасываемая пыль (аэрозоли), распространяясь в атмосфере, наносит серьезный ущерб здоровью людей, задерживает рост и развитие растений, приводит к потере сырья и продукции.

Что, по вашему мнению, надо сделать, чтобы защитить атмосферу от загрязнения и предотвратить потери сырья в виде пыли?

Для улавливания пыли или уменьшения ее количества применяются методы адсорбции и смачивания. Например, на рудниках, где идет добыча руды и ее обогащение, используется “мокрый” способ добычи. Для улавливания пыли, поднимающейся в атмосферу, применяются электрофильтры и адсорберы.

“Если в воздухе не будет пыли и дыма, человек может прожить до тысячи лет.”

Абу Али ибн Сина

Загрязнение атмосферы обусловлено следующими факторами.

1. Естественное загрязнение. 2. Дым, пыль, газы, образующиеся при горении топлива в промышленных предприятиях, при работе транспорта, в различных отопительных системах. 3. Сжигание различных отходов. Например, в настоящее время многие отработанные полимерные

http://eduportal.uz

изделия (полиэтиленовые пленки, игрушки, изготовленные из пластмассы, предметы домашнего обихода, детали) сжигаются. Вследствие этого в составе воздуха увеличиваются в виде газа и дыма такие ядовитые вещества, как NO, NO_2, CO, SO_2, Cl_2, H_2S, HCl, HCN, F_2, HF и др.

В результате стремительного развития промышленности в первой половине XX века в атмосферу было выброшено 3 миллиарда тонн пыли, дыма, золы. Кроме этого, биосфера загрязнена 1,5 млн т мышьяка, 1,2 млн т цинка и другими веществами.

В последние годы высыхание Аральского моря приводит к увеличению концентрации растворенных солей, выпадению солей в качестве горных пород, распространению в атмосфере береговой соли. Это ведет к нарушению экологического равновесия в биосфере.

Вода – самое распространенное вещество в природе. Две трети земной поверхности покрыто водой, и все процессы, происходящие в природе, протекают с участием воды. Вода в гидросфере существует в виде водяных паров, в таком виде она встречается в большом количестве, однако вода, пригодная для питья, составляет лишь 1 % всего ее количества. По прогнозам ученых в будущем человечество столкнется с проблемой дефицита воды.

Берегите каждую каплю воды! Сохраняйте ее чистоту!

Проточные воды загрязняются в результате выброса в них сточных вод промышленных предприятий, а также бытовых сточных вод.

Для предупреждения загрязнения проточных вод сточные воды перед выбросом подвергают фильтрации с целью их очищения от вредных примесей. К отфильтрованной воде добавляют негашеную известь (CaO), тем самым создавая щелочную среду, затем добавляют $Al_2(SO_4)_3$. При этом вместе с образующимся осадком $Al(OH)_3$ оседают песок и другие примеси. После отстаивания воду обрабатывают хлорной известью для очищения от различных микробов.

http://eduportal.uz

В Узбекистане в настоящее время работают более 600 очистительных сооружений.

Вода дарит жизнь всем живым организмам. Представьте свою жизнь без воды. Это невозможно. В таком случае не оставляйте открытыми водопроводные краны.

С использованием отходов химических предприятий можно получать различную продукцию. При этом наряду с получением прибыли предприятием обеспечивается защита природы от загрязнения. Например, на электростанциях (ТЭС), работающих на угле, в качестве отхода в большом количестве образуется шлак. Добавляя в шлак небольшое количество силиката натрия, получают шлакоблочный кирпич. В результате вместо расходов на вывоз отходов (шлака) и их обеззараживание предприятие получает экономическую выгоду от продажи шлакоблочного кирпича.

В настоящее время в различных областях пластмасса заменяет железо и дерево. Пластмассовые отходы не гниют, а их сжигание загрязняет атмосферу.

Как вы распорядились бы отходами пластмасс? Можно ли после соответствующей переработки изготавливать из них различные конструкционные материалы?
Не выбрасывайте отходы в воду, не сжигайте опавшую листву. Этим вы защитите природу.

Пестициды (от латинского pestis – язва, и cedo – убиваю) – химические вещества, применяемые в сельском хозяйстве против вредителей и болезней растений, а также сорняков.

- ***При работе с пестицидами следует быть предельно осторожным, так как они подвергают жизнь диких, домашних животных, а также человека серьезной опасности.***

http://eduportal.uz

Инсектициды применяются против насекомых-вредителей; акарициды – против бабочек; фунгициды – против грибков, распространяющих болезни; гербициды – против сорняков; бактерициды – против вредных бактерий; зооциды – против грызунов; дефолианты – вещества, способствующие опаданию листьев; десиканты – вещества, применяемые для осушения листьев растений; дезинфицирующие вещества используются для обработки складов против вредных насекомых.

Для повышения урожайности сельскохозяйственных культур в сельском хозяйстве широко используются минеральные удобрения и пестициды.

Вредные химические вещества, применяемые в качестве пестицидов, не разлагаются быстро и накапливаются в воздухе, воде, почве и в организме растений и животных, а через них – и в организме человека. Это является причиной возникновения различных заболеваний у человека.

Подумайте! Обязательно ли использование пестицидов в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями? Может быть, существуют иные, естественные пути? Этим мы сохраним чистоту почвы, атмосферы, гидросферы, наше здоровье и здоровье будущего поколения!

Задачи и примеры для самостоятельного решения

1. Для уничтожения вредителей склад для хранения зерна обрабатывают серой, которую сжигают из расчета 24 г на 1 м^3. Вычислите концентрацию (моль/л) оксида серы(IV) в воздухе склада.
2. Какие экологические проблемы возникнут вокруг предприятия, вырабатывающего сульфат натрия с использованием поваренной соли и концентрированной серной кислоты? Какую важную продукцию можно получать из отходов этого предприятия? Разрешится ли при этом экологическая проблема?
3. Воздух вокруг одного из предприятий загрязнен сульфидом водорода. Предельно допустимая концентрация сульфида водорода в воздухе в радиусе 5 км и на высоте 2 км равна 0,01 моль/л. Какое количество серной кислоты можно

http://eduportal.uz

получить при возможности полного улавливания сульфида водорода?

4. Какой объем (л,н.у.) воздуха потребуется для сжигания 2 т природного угля, содержащего 80 % углерода?

5. Могут ли выпадать кислотные дожди. Почему? Объясните химические процессы, происходящие при этом. Запишите уравнения химических реакций. Укажите отрицательные последствия этого процесса и предложите меры по их предупреждению.

6. В чем, по вашему мнению, заключается отрицательное воздействие промышленных и бытовых сточных вод на биосферу. Какие меры вы можете предложить по предупреждению такого воздействия?

§ 40 Значение периодического закона и периодической таблицы химических элементов

Как отмечается в исторических источниках, до открытия периодического закона ученые-энциклопедисты Аль-Фергани, Абу Райхан Беруни, М.В.Ломоносов, И.Деберейнер, Л. Мейер, У.Одлинг, Ж.Ньюлэндс, Ж.Дюма, А.Шанкуртуа пытались при помощи различных методов объяснить природную взаимосвязь веществ.

Периодический закон имеет важное теоретическое и практическое значение как общий закон, научно обосновавший существование природной взаимосвязи между химическими элементами.

В 1869 году, когда Д.И.Менделеев сформулировал периодический закон, было известно 63 химических элемента.

В настоящее время из 118 известных химических элементов 55 открыты на основе периодического закона и периодической таблицы.

Значение периодического закона неоценимо и при описании и обосновании таких фундаментальных понятий, как химические связи, валентность, электроотрицательность, степени окисления.

http://eduportal.uz

Ряд понятий, вытекающих из периодического закона, расширил представления о строении веществ, лег в основу развития таких наук, как физика, физикохимия, геохимия, геология, минералогия, космохимия, ядерная физика (табл. 19).

Для всестороннего понимания значения периодического закона и периодической таблицы химических элементов необходимо, основываясь на современных знаниях о строении атома, самостоятельно решать задачи и упражнения.

Наглядный пример:

Напишите электронные конфигурации элементов, у которых внешние электронные слои атомов имеют вид:

а) $2s^2$, б) $3s^2 3p^5$, в) $4s^2$ и определите эти элементы.

Решение. Основываясь на периодическую таблицу химических элементов, определяем, что это – элементы второй группы. Элемент, внешний электронный слой атома которого имеет вид $2s^2$, — это бериллий Be, $3s^2$ — хлор Cl, $4s^2$ кальций Ca. Их электронная конфигурация следующая:

Be $1s^2$ $2s^2$; Cl $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^5$;

Ca $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$.

Таблица 19

Изменение свойств элементов в зависимости от расположения в периодической таблице

Характеристика элемента	В основных группах сверху ↓ вниз	В периодах слева → направо
Масса атома: A_r	Увеличивается	Увеличивается
Заряд ядра	Увеличивается	Увеличивается
Число энергетических подуровней	Увеличивается	Не изменяется
Число электронов на внешнем энергетическом уровне	Не изменяется: число электронов равно номеру группы	Увеличивается
Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается

http://eduportal.uz

Восстановительное свойство		Усиливается	Ослабевает
Окислительное свойство		Ослабевает	Усиливается
Высшая положительная степень окисления		Одинаковая: равна номеру группы (N)	Увеличивается с +1 до +7
Низшая степень окисления		Не изменяется (8-N)	Уменьшается с -4 до -1
Электроотрицательность		Уменьшается	Возрастает
Металлические свойства	элементообразующих простых веществ	Усиливаются	Ослабевают
Неметаллические свойства		Ослабевают	Усиливаются
Свойства высших оксидов и гидроксидов		Основные свойства усиливаются, кислотные свойства ослабевают	Основные свойства ослабевают, кислотные свойства усиливаются

Задачи и примеры для самостоятельного решения

1. Напишите электронные конфигурации элементов, имеющих порядковые номера 18 и 21.
2. Определите местоположение в периодической таблице элементов, имеющих следующие электронные конфигурации: [Ne] $3s^2$ $3p^5$; [Ar] $4s^2$.
3. Почему углерод и сера проявляют переменную валентность?
4. Природный бор является смесью изотопов ^{10}B (19,6 %) и ^{11}B (80,4 %). Вычислите относительную атомную массу природного бора.
5. Изложите свои понятия о периодической таблице элементов, объясните первоначальную и современную формулировки периодического закона (на примере K и Ar).

http://eduportal.uz

6. Напишите уравнения реакций получения уксусного этилового эфира и гексахлоратциклогексана с помощью известняка, реактивов и необходимого оборудования.
7. Плотность пара вещества, содержащего 40 % углерода, 53,34 % кислорода и 6,66 % водорода, относительно водорода равна 30. Определите формулу и строение вещества, если известно, что при взаимодействии его с металлами, оксидами металлов и основаниями образуются соли.
8. Попытайтесь объяснить, почему белый и красный фосфор – вещества, состоящие только из атомов фосфора, обладают различными физическими свойствами.
9. Напишите уравнения реакций получения толуола (метилбензола) из углеводорода, плотность которого относительно водорода равна 13.
10. Как с помощью соответствующих реакций можно определить приведенные ниже вещества: бензол, стирол, уксусный альдегид, уксусная кислота, толуол?
11. Определите количество сырья, необходимого для изготовления 1 т простого стекла.
12. Напишите уравнения реакций, протекающих на основе данных табл.20.

Таблица 20

Реактив	Na	K	Ca	Mg	Al	Fe
O_2	1	2	3	4	5	6
H_2O	7	8	9	10	11	12
HCl	13	14	15	16	17	18
H_2SO_4	19	20	21	22	23	24
$ZnCl_2$ (растворы)	25	26	27	28	29	30
Cl_2	31	32	33	34	35	36

а) сравните реакции 2 и 6, определите их сходства и различия, объясните причины; б) объясните условия протекания реакций 7 и 11; в) почему в реакциях 18 и 36 железо проявляет различные восстановительные свойства? г) выскажите свое мнение о реакциях 28 и 30; д) объясните,

http://eduportal.uz

что произойдет в реакциях 22, 23 и 24, если взять серную кислоту в разбавленном или концентрированном состоянии. Обоснуйте свой ответ; е) подробно опишите процесс, происходящий в реакции 25.

§ 41 Значение химических реакций в химическом производстве

В процессе изучения теоретических основ химии в 7–9 классах вы получили понятия о многочисленных веществах, используемых в народном хозяйстве, и убедились в том, что химия – наука чудес. И это действительно так: при помощи химии можно получить из газообразных веществ жидкости или из твердых веществ газы, из которых можно изготовить ткани или лекарственные вещества. Многие из химических веществ производятся на химических предприятиях. Например, азотные, фосфорные и калийные минеральные удобрения, азотная, фосфорная и серная кислоты, черные и цветные металлы, изделия из нефти, каменного угля и природного газа – все это продукция, которую производят химические предприятия.

Предприятия химического производства включают ряд процессов, связанных с изменением химического состава сырья. Изучением научных, теоретических и практических аспектов производства на таких предприятиях занимается химическая технология. Следовательно, химическая технология изучает способы изготовления качественной продукции путем переработки сырья при малом расходе сырья и энергии.

В основе любого химического производственного процесса лежит ряд химических реакций. Внедрение в химическую технологию теоретических основ химической кинетики – науки о скорости химических реакций и воздействующих на нее факторах, о химическом равновесии, факторах, обусловливающих смещение химического равновесия, означает развитие ее стремительными темпами.

Вы знакомы с закономерностями протекания необратимых реакций горения угля, серы, колчедана, обратимых реакций

http://eduportal.uz

окисления оксида серы(IV), связывания азота с водородом, окисления аммиака. Подбор оптимальных условий для осуществления этих реакций в промышленных масштабах является основной задачей технологического процесса.

Перспективы развития химии и химической промышленности в Узбекистане

Химическая наука и химическая промышленность имеют важное значение в обеспечении благосостояния людей. На сегодняшний день химия и химическая промышленность вносят достаточный вклад в производство самого необходимого для жизнедеятельности человека – чистой воды, продуктов питания, одежды, лекарств, косметики, различных моющих средств, строительных материалов. Совместно с другими естественными науками – физикой, биологией, математикой, географией, геологией, минералогией, астрономией – химия участвует в изучении еще не раскрытых тайн природы.

В ряде институтов Академии наук Республики Узбекистан, а также на химических факультетах и кафедрах высших учебных заведений проводятся исследования, направленные на внедрение достижений химии в различных областях народного хозяйства. Предложенные учеными Института биоорганической химии АН РУз физиологически активные соединения лагоден, тимоптин, газолидон применяются в медицине, а феромоны – в сельском хозяйстве. Разработанные учеными Института химии растительных веществ АН РУз и рекомендованные к применению на практике аллопинин, К-строфантин, олиторизид, экдистен и десятки других препаратов широко используются в медицине.

Ряд минеральных удобрений, дефолиантов и других физиологически активных веществ, разработанных учеными Института химии АН РУз, успешно применяется в сельском хозяйстве.

Водорастворимые полимеры, созданные академиком АН РУз К.С.Ахмедовым, используются в различных областях народного хозяйства. Препараты типа “К” применяются при

http://eduportal.uz

бурении, защите почв от эрозии, укреплении зыбучих песков, а также при бетонировании и облицовке ганчем.

На основе безотходной технологии академиком АН РУз З.С.Салимовым разработан и внедрен в практику сферический и полусферический поглотитель паров ацетона – отхода Ферганского завода химических волокон. Создана также экономически выгодная установка “Пневмо”, которую начали внедрять на масложировых комбинатах.

Член-корреспондентом АН РУз Н.К.Абубакировым изучены химическое строение и фармакологические свойства природных гликозидов и выделены такие лекарственные препараты, как эризимозид, строфантидин-ацетат, псоролен, которые нашли применение на практике.

После обретения нашей страной независимости в 1991 году правительство Узбекистана стало уделять особое внимание сертификации всей рекомендуемой для потребления продукции с целью всесторонней защиты населения.

Задачи и примеры для самостоятельного решения

1. Температурный коэффициент реакции равен 2. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 10 до 100 °С?
2. На сколько градусов, начиная от нуля, необходимо поднять температуру, чтобы увеличить в 100 раз скорость реакции, имеющей температурный коэффициент, равный 3?
3. При повышении температуры с 20 до 70 °С скорость реакции возросла в 1200 раз. Определите температурный коэффициент реакции.
4. Во сколько раз изменится скорость следующих реакций, если увеличить объем смеси газов в три раза:

   а) $H_2 + F_2 = 2HF$; б) $2NO + O_2 = 2NO_2$?
5. Реакция горения этилена выражается следующим уравнением: $C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$.

   Во сколько раз возрастет скорость реакции, если концентрацию кислорода в ней увеличить в три раза?

http://eduportal.uz

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

Практическая работа 1

Получение оксида углерода(IV) и знакомство с его свойствами

1. Положите в пробирку несколько кусочков мела или мрамора и налейте немного соляной кислоты.
2. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой.
3. Опустите конец трубки в пробирку с 2–3 мл известковой воды и понаблюдайте за происходящим явлением.
4. Опустите газоотводную трубку в раствор с дистиллированной водой. Пусть газ проходит через дистиллированную воду в течение 1–2 мин. Извлеките трубку и добавьте в полученный раствор несколько капель раствора синего лакмуса.
5. Добавьте в пробирку 2–3 мл разбавленного раствора едкого натрия и несколько капель фенолфталеина. Затем через раствор пропустите газ.
6. Возьмите 10 г образца почвы и смешайте с водой. Отфильтруйте смесь и перелейте в пробирку:
   а) положите в пробирку 2–3 г почвы и залейте разбавленным раствором соляной кислоты. Что произошло?
   б) в полученный выше фильтрат налейте немного раствора нитрата серебра. Отфильтруйте образовавшийся белый осадок.
7. Разделите осадок на две части. К первой части прилейте немного разбавленного раствора соляной кислоты или аммиака. Вторую часть нагрейте. Что произошло?

ЗАДАНИЯ

1. Напишите уравнения всех реакций в проведенных опытах.
2. Сделайте выводы по результатам опытов.

http:eduportal.uz

Практическая работа 2

Решение опытных задач по темам “Щелочные металлы” и “Кальций”

1. В четырех пронумерованных пробирках даны следующие вещества:
   а) хлорид натрия;
   б) гидроксид натрия;
   в) карбонат натрия;
   г) нитрат натрия. Определите, в какой из пробирок находится каждая соль.
2. В четырех пронумерованных пробирках даны следующие вещества:
   а) карбонат калия;
   б) карбонат кальция;
   в) хлорид калия;
   г) хлорид кальция. Определите, в какой из пробирок находится каждая соль.
3. Определите, в какой из данных вам пробирок с бесцветным раствором находится раствор гидроксида калия, а в какой – раствор гидроксида кальция.
4. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

$$Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2.$$

   Напишите уравнения реакций всех приведенных выше опытов в молекулярном, ионном и кратком ионном виде.
5. Возьмите 2–3 мл прозрачного раствора известковой воды. Пропустите через раствор оксид углерода(IV) до его помутнения. Разлейте помутневший раствор в три пробирки.
   а) долейте в первую пробирку известковую воду;
   б) долейте во вторую пробирку раствор карбоната натрия;
   г) третью пробирку нагрейте.

http://eduportal.uz

ЗАДАНИЯ

1. Объясните химические процессы, протекающие в опытах. Запишите уравнения реакций.
2. Составьте отчет о выполненной работе.

Практическая работа 3

Решение опытных задач по теме “Металлы”

1. В четырех пронумерованных пробирках даны следующие вещества:
   а) гидроксид натрия;
   б) карбонат кальция;
   в) сульфат алюминия;
   г) хлорид железа(III).
2. Определите с помощью опытов, в какой из пробирок находится каждое вещество.
3. Какими способами вы можете получить оксид меди(II) из данной вам водорастворимой соли меди?
4. Получите соль хлорид цинка с помощью имеющихся в лаборатории реактивов и оборудования.

ЗАДАНИЯ

1. Напишите уравнения химических реакций, происшедших в каждом выполненном опыте.
2. Объясните происшедшие превращения.
3. Напишите отчет о проделанной работе.

http://eduportal.uz

ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАНЯТИЯ

Лабораторная работа 1

I. Знакомство со свойствами карбонатов и гидрокарбонатов и их взаимопревращениями

1. Пропустите оксид углерода(IV) через 2-3 мл свежеприготовленного раствора известковой воды.
2. Продолжайте пропускать оксид углерода(IV) через раствор.
3. Вскипятите прозрачный раствор в пробирке.

Задания для самостоятельного заключения

1. Почему при пропускании оксида углерода(IV) через раствор известковой воды он мутнеет?
2. Почему при дальнейшем пропускании оксида углерода(IV) через известковую воду раствор становится прозрачным?
3. Почему при нагревании этого раствора образуется осадок?
4. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и кратком ионном виде.

II. Качественная реакция, характерная для карбонат-иона

Положите в одну пробирку мел, а в другую карбонат магния. Налейте в первую пробирку 1–2 мл разбавленной соляной кислоты, а во вторую – такое же количество разбавленной серной кислоты.

Обе пробирки закройте пробками с газоотводной трубкой и опустите концы трубок в пробирку с раствором известковой воды.

Задания для самостоятельного заключения

1. На основе проведенных опытов сделайте вывод, какая из реакций характерна для карбонат-иона.
2. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и кратком ионном виде.

http://eduportal.uz

Лабораторная работа 2

Знакомство с образцами природных силикатов

1. Рассмотрите данные вам образцы природных силикатов. Обратите внимание на их внешний вид и проверьте прочность.

Задания для самостоятельного заключения

1. Составьте таблицу и занесите в нее свои наблюдения.
2. На основе своих наблюдений назовите минералы.

Лабораторная работа 3

Знакомство с видами и составом стекол. Знакомство и работа со сборником «Стекло и изделия из него»

Рассмотрите данные вам образцы различных видов стекол и изделия из них.

Задания для самостоятельного заключения

1. Определите, к каким видам стекол относятся данные вам образцы.
2. Объясните, на основе каких специфических особенностей стекол изготовлены просмотренные вами изделия.

Лабораторная работа 4

Знакомство с образцами металлов

1. Рассмотрите данные образцы металлов и назовите их.
2. С помощью таблицы справочника определите температуру плавления и твердость каждого металла.
3. Для сравнения теплопроводности металлов возьмите две одинаковые пластинки из железа и меди, поместите на одном

http://eduportal.uz

конце каждой кусок парафина, а другой конец нагрейте. На основе наблюдений определите, какой из металлов имеет большую теплопроводность.

Задания для самостоятельного заключения

1. Рассмотрите данные вам образцы металлов и назовите их.
2. Запишите твердость, температуру плавления и теплопроводность изученных металлов в ряд в порядке возрастания этих свойств.

Лабораторная работа 5

Знакомство с образцами сплавов

Рассмотрите данные вам образцы сплавов.

Задания для самостоятельного заключения

1. Проверьте твердость и пластичность данных образцов.
2. Обратите внимание на их цвет.

Лабораторная работа 6

Взаимодействие растворов солей и металлов

1. Налейте в первую пробирку 2–3 мл раствора нитрата серебра(I), во вторую – сульфата меди(II), в третью – нитрата свинца(II). Положите в первую пробирку медную проволоку, во вторую – железные опилки, а в третью – медные опилки.
2. Какие вещества образовались в каждой пробирке? Напишите молекулярные, ионные и краткие ионные уравнения соответствующих реакций.

http://eduportal.uz

Лабораторная работа 7

Электролиз растворов хлорида меди(II) и йодида калия

1. Налейте в U-образную трубку на три четверти раствор хлорида меди(II). Опустите в одну сторону электролизера медный, а в другую — графитовый электроды. Подсоедините графитовый электрод (катод) к отрицательному, медный электрод (анод) к положительному полюсу источника тока. Проследите, как на катоде выделяется медь. Что при этих условиях образуется на аноде? Какой газ выделяется? Измените полюса электродов и снова подсоедините их к источнику тока. Какому изменению подвергается медь на аноде? Какое вещество выделяется на катоде?

2. Налейте в электролизер 2 М раствор йодида калия. Опустите в него графитовые электроды и подсоедините их к источнику тока. Понаблюдайте, как на катоде образуются водородные пузырьки, а на аноде выделяется йод. Отключите ток и извлеките электроды. Затем накапайте 1–2 капли свежеприготовленного раствора крахмала на конец U-образной трубки, где выделился йод. Что наблюдается?

Задания для самостоятельного заключения

1. Напишите уравнения процессов, происходящих на катоде и аноде.

2. Объясните изменение цвета электролита вокруг электродов.

Лабораторная работа 8

Взаимодействие алюминия с растворами кислот и оснований

1. Положите в две пробирки кусочки алюминия.
2. В первую пробирку налейте раствор соляной кислоты.
3. Во вторую пробирку налейте раствор едкого натрия.

http://eduportal.uz

Задания для самостоятельного заключения

Понаблюдайте за происходящими процессами и напишите уравнения реакций.

Лабораторная работа 9

Знакомство с алюминием и образцами его сплавов

Ознакомьтесь с набором предметов, изготовленных из алюминия и его сплавов, и изложите свое мнение об их свойствах и областях применения.

Лабораторная работа 10

Получение гидроксида алюминия, изучение его взаимодействия с кислотами и щелочами

1. Налейте в одну из пробирок 3 капли 0,5 М раствора нитрата алюминия, в другую – 3 капли 1 М раствора едкого натрия. Затем перемешайте их. При этом образуется осадок гидроксида алюминия. Разлейте его в две пробирки, налейте в одну 6 капель 1 М раствора соляной кислоты, а в другую – такое же количество 1 М раствора едкого натрия. Понаблюдайте за растворением осадка.

Задания для самостоятельного заключения

Напишите уравнения реакций образовавшихся продуктов в молекулярном, ионном и кратком ионном виде.

http://eduportal.uz

Лабораторная работа 11

Изучение воздействия растворов солей алюминия на индикаторы

1. Налейте в пробирку 3–4 мл раствора хлорида алюминия, сверху накапайте 2–3 капли раствора синего лакмуса:

а) разлейте раствор в две пробирки и добавьте в первую пробирку немного дистиллированной воды;

б) вторую пробирку немного нагрейте.

Задания для самостоятельного заключения

1. Понаблюдайте за происходящими явлениями и объясните их.

2. Напишите поэтапное уравнение гидролиза раствора хлорида алюминия.

Лабораторная работа 12

Получение гидроксида меди(II) из двухвалентных солей меди и проведение опытов с его участием

1. Налейте в пробирку 2 мл раствора сульфата меди(II) и постепенно долейте 1–2 мл раствора гидроксида натрия.

2. Понаблюдайте за происходящим явлением. Отфильтруйте осадок и промойте его. Напишите уравнение происшедшей реакции.

3. Выполните опыты, доказывающие, что образовавшийся осадок – гидроксид меди(II):

а) воздействуйте на осадок соляной кислотой;

б) поместите часть осадка в тигель и медленно нагрейте его.

http://eduportal.uz

Задания для самостоятельного заключения

1. Объясните явления, происшедшие в опытах.

2. Какой объем 20 %-ного раствора гидроксида натрия (ρ=1,22 г/мл) необходим, чтобы его реакция взаимодействия с 4 г 20 %-ного раствора сульфата меди(II) прошла без остатка?

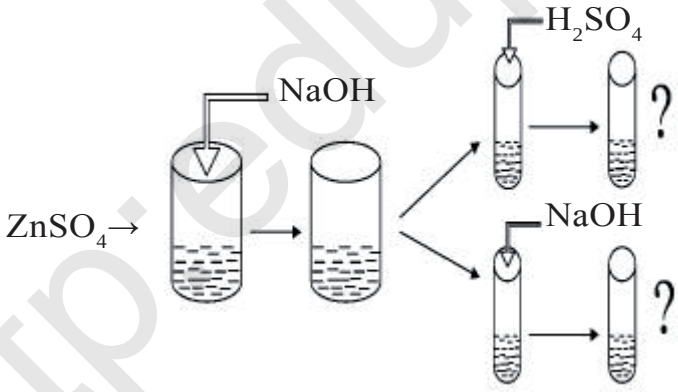
3. Какими способами можно получить гидроксид меди(II)?

Лабораторная работа 13

Получение гидроксида цинка из водорастворимых солей цинка и доказательство его амфотерных свойств

1. Возьмите 5 мл 20%-ного раствора соли сульфат цинка и добавьте к нему 5 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. Образовавшийся осадок разлейте по двум пробиркам.

2. В одну из пробирок налейте раствор серной кислоты, в другую – раствор гидроксида натрия.



Задания для самостоятельного заключения

1. Объясните химическое явление, происходящее при добавлении к раствору соли сульфат цинка гидроксида натрия, и напишите уравнение химической реакции.

http://eduportal.uz

2. Какие вещества называются амфотерными? Как можно доказать амфотерность гидроксида цинка?

3. Объясните выполненные опыты.

4. Образуется ли осадок в случае добавления к раствору сульфата цинка избыточного количества раствора едкого натрия?

Лабораторная работа 14

Двух-, трех- и шестивалентные соединения хрома

1. Налейте в пробирку 2–3 мл раствора хлорида хрома(II) (раствор синего цвета) и добавьте к нему такое же количество раствора едкого натрия. Обратите внимание на образовавшийся желтый осадок. Прилейте к осадку раствор серной кислоты. Проследите за происходящими изменениями. Напишите уравнения реакций.

2. Оксид хрома(III) – вещество зеленого цвета. Положите в пробирку примерно 5,0 г оксида хрома(III) и добавьте к нему раствор серной кислоты (до полного растворения оксида). Обратите внимание на цвет образовавшегося раствора. К образовавшемуся раствору трехвалентной соли хрома понемногу приливайте раствор едкого натрия. Проследите за происходящими превращениями. Напишите уравнения реакций и объясните их.

3. К темно-желтому раствору бихромата калия прилейте небольшое количество раствора серной кислоты и добавьте к этой смеси раствор сульфита натрия (Na_2SO_3). Объясните изменение цвета в проведенном химическом опыте и его причину. Напишите уравнение реакции.

Лабораторная работа 15

Получение гидроксидов железа(II) и (III)

1. Налейте в пробирку 2–3 мл раствора соли сульфат железа(II) и добавьте к нему небольшое количество раствора едкого натрия.

http://eduportal.uz

К образовавшемуся осадку понемногу добавляйте раствор соляной кислоты.

2. Налейте в пробирку 2–3 мл раствора хлорида железа(III) и добавьте к нему небольшое количество раствора едкого натрия. К образовавшемуся осадку понемногу добавляйте раствор серной кислоты.

Задания для самостоятельного заключения

1. Напишите уравнения происшедших реакций.
2. Обратите внимание на изменение цвета, наблюдавшееся в каждом опыте, и объясните причину этих изменений.
3. Как можно получить гидроксиды железа $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3$?
4. Сравните цвет двух- и трехвалентных соединений железа.

Лабораторная работа 16

Определение солей двух- и трехвалентного железа

1. Накапайте в пробирку 3–5 капель свежеприготовленного раствора $FeSO_4$ и добавьте к нему несколько капель раствора красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Пронаблюдайте за образованием осадка – турнбулевой сини $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ Напишите уравнение реакции. Эта реакция не считается качественной реакцией на присутствие Fe^{2+} ионов в растворе..

2. А. Налейте в пробирку 2–3 капли раствора хлорида железа(III) и добавьте к нему одну каплю раствора желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Пронаблюдайте за образованием берлинской лазури $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Б. Накапайте в пробирку 5–6 капель раствора $FeCl_3$, 0,01 М раствора роданида аммония или калия. Вследствие образования роданида железа(III)$Fe(SCN)_3$ раствор окрасится в темно-красный цвет. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

3. Реакции А и Б считаются качественными реакциями на ион Fe^{3+}.

http://eduportal.uz

Задания для самостоятельного заключения

1. Объясните происшедшие явления.
2. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа 17

Знакомство с образцами чугуна и стали

1. Рассмотрите данные вам образцы чугуна и стали.
2. С помощью следующего опыта определите отличия чугуна и стали.
3. Положите в одну пробирку кусочек чугуна, в другую – кусочек стали, при этом вес кусочков должен быть одинаковым. Добавьте в пробирки по 2–4 мл разбавленной соляной кислоты и медленно нагрейте. Если интенсивное выделение газов прекратится, добавьте в пробирки еще немного кислоты и продолжайте это до тех пор, пока выделение газа не прекратится совсем.

Задания для самостоятельного заключения

1. Объясните происшедшие явления.
2. Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. В какой из пробирок происходит бурное выделение газа?
4. Объясните свои наблюдения.

http:eduportal.uz

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....3
Глава I. ПОВТОРЕНИЕ НАИБОЛЕЕ ВАЖНЫХ ТЕМ КУРСА ХИМИИ 8 КЛАССА.....5
§ 1. Периодическая таблица элементов и периодический закон.....5
§ 2. Виды химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная и металлическая 15

Глава II. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ 20
§ 3. Электролиты и неэлектролиты 20
§ 4. Диссоциация кислот, щелочей и солей 24
§ 5. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.. 26
§ 6. Ионообменные реакции..... 28
§ 7. Гидролиз солей 32

Глава III. НЕМЕТАЛЛЫ. ГРУППА УГЛЕРОДА 41
§ 8. Общая характеристика элементов группы углерода..... 41
§ 9. Физические и химические свойства углерода..... 46
§ 10. Важнейшие соединения углерода..... 50
§ 11. Угольная кислота и свойства карбонатов..... 52
§ 12. Кремний. Расположение кремния в периодической таблице, строение его атома..... 60
§ 13. Свойства кремния. Важнейшие соединения..... 62
§ 14. Силикатная промышленность 65

http://eduportal.uz

Глава IV. МЕТАЛЛЫ.....70
§ 15. Распространение металлов в природе,
получение и применение.....70
§ 16. Сплавы.....74
§ 17. Физические и химические свойства металлов.....77
§ 18. Коррозия металлов.....80
§ 19. Электролиз и его практическое значение..... 85
§ 20. Щелочные металлы.....97
§ 21. Свойства натрия и калия и их важнейшие соединения..100
§ 22. Производство соды 105
§ 23. Кальций и магний 109
§ 24. Жесткость воды и способы ее смягчения 116
§ 25. Алюминий 121
§ 26. Свойства алюминия 124
§ 27. Соединения алюминия. Применение 129
§ 28. Расположение металлов побочной подгруппы первой
группы в периодической таблице. Строение атома.
Свойства. Медь 131
§ 29. Серебро и золото. Свойства. Применение 137
§ 30. Расположение металлов побочной подгруппы второй
группы в периодической таблице.
Строение атома. Свойства..... 139
§ 31. Хром. Расположение в периодической таблице.
Строение атома и отдельные свойства 144
§ 32. Двух-, трех- и шестивалентные соединения
хрома и их свойства 146
§ 33. Марганец. Расположение в периодической таблице.
Строение атома и отдельные свойства 152

http:eduportal.uz

§ 34. Железо 157
§ 35. Важнейшие соединения железа. Применение 161
§ 36. Металлургия в Узбекистане.
Производство чугуна..... 164
§ 37. Производство стали.....167

Глава V. ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ, ПОЛУЧЕННЫХ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 176
§ 38. Перспективы химического производства..... 176
§ 39. Защита атмосферы и гидросферы 179
§ 40. Значение периодического закона и периодической
таблицы химических элементов 184
§ 41. Значение химических реакций в химическом
производстве..... 188
Практические занятия..... 191
Лабораторные занятия 194

http:eduportal.uz

IBROHIMJON ASQAROV, KAMOLIDDIN G‘OPIROV,
NOZIMJON TO‘XTABOYEV

KIMYO

Umumiy o‘rta ta’lim maktablarining 9- sinfi uchun darslik

to‘rtinchi nashr
(rus tilida)

Ташкент — «MITTI YULDUZ» — 2019

Переводчик **Д. Валиева**
Отв.редактор **Г. Шоисаева**
Художник **Л. Дабижа**
Тех. редактор **Е. Толочко**
Редакторы **З. Файзиева, Д. Валиева**
Верстка **Х.Ходжаева**

Изд. лицензия AI № 158 от 14.08.2009. Разрешено в печать 01. 07. 2019.
Формат 70x90 $^{1}/_{16}$. Кегль 11. Гарнитура таймс. Печать офсетная.
Усл.-печ.л. 15,2. Уч.-изд.л. 12,18. Тираж 64 333. Заказ № 19-200.

Оригинал-макет учебника подготовлен ООО «Mitti Yulduz»
Ташкент, ул. Навои, 30. Все права охраняются и принадлежат
ООО «Mitti Yulduz»

Отпечатано в издательско-полиграфической творческом доме «O‘ZBEKISTON»
Агентства информации и массовых коммуникаций при Администрации
Президента Республики Узбекистан.
100011, г. Ташкент, ул. Наваи, 30

Тел: (371) 244- 84-20, 244 87-55
Факс: (371) 244-37-81, 244-38-10.
e-mail: uzbekistan@iptd-uzbekistan.uz
www.iptd-uzbekistan.uz

http:eduportal.uz

Таблица показателей состояния учебника, предоставленного в аренду

№	Имя, фамилия учащегося	Учебный год	Состояние учебника до предоставления в аренду	Подпись классного руководителя	Состояние учебника после возвращения	Подпись классного руководителя
1						
2						
3						
4						
5						
6						

После возвращения учебника учащимся в конце учебного года классный руководитель заполняет вышеприведенную таблицу на основе следующих критериев

Новый	Состояние учебника перед сдачей в аренду
Хорошее	Обложка целая, не отделена от основной части учебника, оторванных, порванных и отклеившихся страниц нет, на страницах нет записей и пометок.
Удовлетворительное	Обложка измятая, исчерченная, с загнутыми краями, отделяется от основной части. Отремонтирована удовлетворительно. Отклеившиеся и оторванные страницы приклеены, отдельные страницы исписаны.
Неудовлетворительное	Обложка исписанная, порванная, отделилась от основной части книги или отсутствует вообще. Отремонтирована неудовлетворительно. Страницы порваны, отдельные страницы отсутствуют, исписаны и испачканы. Учебник не подлежит восстановлению.

http://eduportal.uz

IBROHIMJON ASQAROV, KAMOLIDDIN G‘OPIROV,
NOZIMJON TO‘XTABOYEV

KIMYO

Umumiy o‘rta ta’lim maktablarining 9- sinfi uchun darslik

to‘rtinchi nashr
(rus tilida)

Ташкент — «MITTI YULDUZ» — 2019

Переводчик **Д. Валиева**
Отв.редактор **Г. Шоисаева**
Художник **Л. Дабижа**
Тех. редактор **Е. Толочко**
Редакторы **З. Файзиева, Д. Валиева**
Верстка **Х.Ходжаева**

Изд. лицензия AI № 158 от 14.08.2009. Разрешено в печать 01. 07. 2019.
Формат 70x90 $^{1}/_{16}$. Кегль 11. Гарнитура таймс. Печать офсетная.
Усл.-печ.л. 15,2. Уч.-изд.л. 12,18. Тираж 5 400. Заказ № 19-201.

Оригинал-макет учебника подготовлен ООО «Mitti Yulduz»
Ташкент, ул. Навои, 30. Все права охраняются и принадлежат
ООО «Mitti Yulduz»

Отпечатано в издательско-полиграфической творческом доме «O‘ZBEKISTON»
Агентства информации и массовых коммуникаций при Администрации
Президента Республики Узбекистан.
100011, г. Ташкент, ул. Наваи, 30

Тел: (371) 244- 84-20, 244 87-55
Факс: (371) 244-37-81, 244-38-10.
e-mail: uzbekistan@iptd-uzbekistan.uz
www.iptd-uzbekistan.uz

http:eduportal.uz