**Лекционный материал для студентов 1курса заочного отделения**

**Специальность: «Профессиональное обучение»**

**«Разработка и эксплуатация нефтяных и газовых месторождений»**

**Занятие 1-2**

Дата: 7.12.2020г

Тип занятия: Лекция

Тема занятия: Введение. Предмет химии. Основные понятия и законы химии.

Литература:

1.О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, «Химия» для профессий и специальностей технического профиля, 2015г.

**План**

1. Предмет и задачи химии.

2. Основные понятия химии.

3. Основные законы химии.

**Предмет и задачи химии.**

**Химия** — это наука о веществах, их свойствах, превращениях и явлениях, которые сопровождают эти превращения.

Химия имеет две основные задачи. Первая задача — это умение различать вещества по их физическим и химическим свойствам, а иногда потфизиологическому действию на живой организм. Вторая задача – получение различных веществ, которых в природе нет. К ним относятся полимеры, некоторые минеральные удобрения, лекарственные соединения.

**Основные понятия химии.**

**Атом** – наименьшая частица химического элемента, входящая в состав молекул и сохраняющая химические свойства данного элемента.

**Молекула** – наименьшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию и обладающая всеми химическими свойствами данного вещества. Молекулы могут содержать различное число атомов: молекулы простых газов двухатомны, молекулы воды – трехатомны, молекулы белков содержат сотни тысяч атомов.

**Химический элемент** – это вид атомов, характеризующийся определенной совокупностью свойств. При взаимодействии атомов одного элемента образуется простое вещество, которое является формой существования химического элемента в свободном состоянии. Сочетание разных атомов дает сложное вещество, т.е. химическое соединение.

Многие химические элементы образуют не одно, а несколько простых веществ. Такое явление называют **аллотропией**, а каждое из этих простых веществ – **аллотропной модификацией** данного элемента. Существование таких модификаций обусловлено неодинаковой кристаллической структурой простых веществ или различным числом атомов, входящих в состав молекул отдельных аллотропных форм. Вследствие этого аллотропные модификации химического элемента различаются физическими свойствами и химической активностью.

Например, алмаз и графит резко отличаются по своим физическим и химическим свойствам, однако являются аллотропными модификациями одного химического элемента – углерода.

Одной из важнейших характеристик атомов и молекул является их масса.

Абсолютные величины (т.е. массы, выраженные в граммах) очень малы, например, масса атома водорода равна 1,67∙10-24 г.

 Поэтому для практических целей введена атомная единица массы (а.е.м.), которая составляет 1/12 часть массы атома изотопа углерода с массовым числом, равным 12, – 12С:

**1 а.е.м.=1,667∙10-24 г.**

Масса атома, выраженная в атомных единицах массы, называется относительной атомной массой и обозначается **Ar**.

**Относительная атомная масса** является безразмерной величиной и показывает во сколько раз масса данного атома больше 1/12 массы 12С. Например, **Ar(S) = 32.**

Масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы, называется **относительной молекулярной массой** и обозначается **Mr**. Зная формулу химического соединения, можно рассчитать его молекулярную массу, как сумму относительных атомных масс всех входящих в его состав атомов.

Например, **Мr**(Н2SO4) = 2∙Ar(H) + Ar(S) + 4∙Ar(O) = 2∙1 + 32 + 4∙16 = 98.

В химии широко применяется единица количества вещества – **моль**. **Моль** – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов и др.) данного вещества, сколько их содержится в 12г изотопа углерода 12С. Вычислено, что в 12 г 12С содержится 6,02∙1023 атомов. Это число называется **числом Авогадро** и обозначается **NА**.

Следовательно, в одном моле любого вещества содержится 6,02∙1023частиц.

Масса одного моля вещества называется **молярной массой вещества** и обозначается **М**. **Молярная масса вещества** представляет собой отношение массы вещества (m) к количеству вещества (ν): **М = m/ν.**

Молярную массу обычно выражают в граммах на моль (г/моль) и численно она равна относительной молекулярной массе. Например, М(Н2SO4) = 98 г/моль.

Объем, занимаемый одним молем газа при нормальных условиях (температура 0ºС, давление 760 мм рт. ст. или 101, 325 кПа), называют **молярным объемом**. Он обозначается **Vm** и равен **22,4 л/моль**.

Химические реакции изображают с помощью химических уравнений.

Принято выделять следующие типы химических реакций:

1. реакции соединения: А + В = АВ

Например, СаО + СО2 = СаСО3

2. реакции разложения: АВ = А + В

Например, СаСО3= СаО + СО2

3. реакции замещения: АВ + С = АС + В

Например, Zn + CuSO4 = Cu + ZnSO4

4. реакции обмена: АВ +CD = AD + CB

Например, CaO + 2HCl = CaCl2 + H2O

**Основные законы химии**

Основным законом химии является **закон сохранения массы веществ**, который вывел русский ученый Ломоносов М.В. в 1748 г.: масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции. Таким образом, в химической реакции число взаимодействующих атомов остается неизменным, происходит только их перегруппировка с разрушением исходных веществ.

С законом сохранения массы веществ тесно связан **закон сохранения энергии**: энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, но одни еевиды могут превращаться в другие в строго эквивалентных количествах.Например, при разложении солей под действием электрического токаэлектрическая энергия превращается в химическую, при разрядкеаккумулятора происходит обратный процесс – превращение химическойэнергии в электрическую.

В 1799 г. французский ученый Жозеф Луи Пруст сформулировал **закон постоянства состава**: каждое химическое соединение имеет постоянныйкачественный и количественный состав независимо от способа егополучения.

Позже был сформулирован **закон эквивалентов**: вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам. **Эквивалент (Э)** – это реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять или выделять один ион водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или один электрон в окислительно-восстановительных реакциях.

Под «реальной частицей» понимают реально существующие соединения (КОН, H2SO4, Н2О), под «условной» – доли этих реальных частиц ( ½ H2SO4 , 1/5 KMnO4). Эквивалент так же, как атом, молекула, ион – безразмерная величина, и его состав выражают с помощью химических формул и символов. Количество вещества эквивалентов измеряется в молях. Масса 1 моля эквивалентов называется **молярной массой эквивалентов** (Мэ) и выражается в **г/моль**.

Молярная масса эквивалентов вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции, рассчитывается так: где М – молярная масса вещества; **nе**– число электронов, присоединенных одной молекулой окислителя или отданных одной молекулой восстановителя.

Молярная масса эквивалентов кислоты или основания, участвующих в кислотно-основной реакции, рассчитывается по формуле: для кислот – число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл; для оснований – число гидроксильных групп, замещенных в данной реакции на кислотный остаток.



Молярная масса эквивалентов соли в реакциях обмена рассчитывается по формуле: где n – число ионов металла, участвующих в реакции от каждой молекулы.

В общем виде закон эквивалентов формулируется следующим образом: массы реагирующих друг с другом веществ прямо пропорциональны молярным массам их эквивалентов.

В 1811 г. итальянский ученый Амедео Авогадро выдвинул гипотезу, которая была впоследствии подтверждена большим числом экспериментальных данных и названа **законом Авогадро**: в равных объемах газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержится равное число молекул. Из закона Авогадро можно вывести следствие: при нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л.

**Занятие 3-4**

**Дата:10.12.2020г**

**Тип занятия:** Лекция

**Тема занятия:** Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

**Литература:**

1. О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, «Химия» для профессий и специальностей технического профиля, 2015г.

**План**

1.Открытие Периодического закона Д.И. Менделеевым

2.Периодический закон и Периодическая система химических элементов (ХЭ) Д.И. Менделеева

Периодическая система химических элементов — естественная классификация химических элементов, которая является графическим (табличным) выражением периодического закона химических элементов. Структура ее, во многом сходная с современной, разработана Д. И. Менделеевым на основе периодического закона в 1869-1871 гг.

**Открытие Д.И. Менделеевым Периодического закона**

Открытие периодического закона и разработка периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева явились вершиной развития химии в XIX веке. Обширная сумма знаний о свойствах 63 элементов, известных к тому времени была приведена в стройный порядок. Таблица Менделеева состояла из 12 горизонтальных рядов и 8 групп. Номер группы соответствовал высшей валентности элементов по кислороду.

 Попытки классифицировать химические элементы имели место и до Менделеева.

 Менделеев считал, что основной характеристикой элементов является их атомные веса (относительные атомные массы) и в 1869г. Впервые сформировал периодический закон, к которому шел 15 лет. Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

При размещении элементов в периодической системе (таблице) Менделеев руководствовался не только правилом постепенного возрастании атомного веса, но и принципом периодичности химических свойств, что позволило ему в нескольких местах системы правильно расположить элементы не в порядке возрастания атомных весов, а с нарушением этого порядка, как требовали химические аналоги (Со – Ni, Te – J). Для некоторых элементов он изменил общепринятые в то время атомные веса в 1,5 – 2 раза (Bt, Jn, Ce, U и др.). Менделеев предсказал многие неизвестные тогда элементы, для которых в периодической системе были оставлены места, а для 3-х из них названых экаалюминием, экабором и экасилицист, подробно описал ожидаемые свойства. Вскоре эти элементы были открыты: аналог алюминия Al – гелий Ga Лекоком де Буабодраном в 1875г; аналог бора В – скандий Sc Л. Нильюном в 1879г; аналог кремния Si – геманий Ge А. Вильклером в 1886г.

Формулировка периодического закона была ошибочной, несмотря на всю огромную его значимость, так как в Х1Х веке совершенно отсутствовали какие-либо представления о сложности строения атома.

В 1914г. Английский физик Г. Мозли, опираясь на знания о сложном строении атома, установил закон, сущность которого заключалась в том. Что величина зарядов ядер атомов последовательно возрастает от элемента к элементу на 1.

На основании закона Мозли можно было однозначно определить заряд ядра любого элемента и тем самым порядковым номером его в периодической системе. Мозли установил, что заряд ядра атома элемента равен порядковому номеру элемента в таблице Менделеева.

Периодический закон получил новую формулировку: **Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома (порядкового номера).**

Но причина периодического изменения свойств элементов оставалась по-прежнему не вскрытой, т. к. заряды ядер изменяются от 1 до 118 (последний открытый элемент).Основным ключом к разгадке природы периодичности строение электронной оболочки атомов.

Причина периодичности свойств элементов, открытая Менделеевым, заключается в том, что по мере возрастания числа электронов, окружающих ядро, наступает такая стадия, когда заканчивается заполнение следующего.

При этом элементы с 1, 2, 3 и т.д. электронами в этом новом наружном слое воспроизводят химические свойства элементов, имеющих также 1, 2, 3 и т.д. электронов в предшествовавшем теперь уже глубинном слое. Например:

Период: I гр. II гр. III гр.

 2 Li 2s¹ Be 2s² B 2s² 2p¹

 3 Na 3s¹ Mg 3s² Al 3s ² 3p¹

 4 K 4s¹ Ca 4s² Ja 4s² 4p¹

 ns¹ ns² ns² np¹

Современная формулировка периодического закона: **Строение и свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов, и определяется периодически повторяющимися однотипными электронными конфигурациями их атомов.**

**Периодический закон и Периодическая система Менделеева**

***Периодический закон (****формулировка Д.И. Менделеева): формы и свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от их атомных весов.*

На основе периодического закона создана периодическая таблица химических элементов *– графическое изображение периодического закона.*

В Периодической таблице химических элементов (ХЭ) можно найти относительную массу элемента, по положению в системе определить заряд ядра атома, общее число электронов, движущихся вокруг ядра, и другие характеристики элемента. Для того, чтобы предсказать (описать) свойства атомов химического элемента по его положению в Периодической системе, нужно рассмотреть ее структуру.

Каждый химический элемент (ХЭ) представлен в таблице символом и занимает определенное место (клетку), где приведены некоторые его характеристики.



Атомный (порядковый номер). Символ элемента

Число электронов на внешнем уровне Относительная атомная масса «А»

Число электронов на ближайшем к ядру Название элемента

уровне

Периодическая система химических элементов ***состоит из семи периодов, десяти рядов и восьми групп.***



**Период** – это горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра их атомов; атомы элементов одного периода имеют одинаковое число занятых электронных слоев.

*Номер периода (арабская цифра слева) показывает число занятых энергетических уровней в атомах элементов, относящихся к данному периоду.****В этом заключается физический смысл номера периода.***

Каждый период начинается элементом, атомы которого образуют активный металл (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), и заканчивается элементом, атомы которого образуют благородный газ (He, Ne, Ar, Xe, Rn). Исключение – первый период, который начинается водородом.

Периоды подразделяются на малые и большие**.**

***Малые периоды*** (первый, второй и третий) состоят из одного горизонтального ряда. В первом периоде содержится 2-элемента (водород и гелий), во втором и третьем – по 8 элементов. ***Большие периоды*** (с четвертого по седьмой) состоят из двух горизонтальных рядов. Четвертый и пятый периоды содержат по 18 элементов, шестой – 32, а седьмой период не завершен.

Периоды

Малые Большие

1,2,3 4,5,6,7 (не завершен)

**Группа** – это вертикальный столбец элементов, атомы которого имеют одинаковое число валентных электронов**. *Номер группы*** (*римская цифра сверху) показывает число валентных электронов в атомах элементов, относящихся к данной группе,****В этом заключается физический смысл номера группы.***Так, все атомы элементов VI группы имеют шесть валентных электронов.

Каждая группа состоит из двух подгрупп: ***главной (А) и побочной (В).***

***Главная подгруппа*** содержит элементы малых и больших периодов. Свое начало главные подгруппы берт во втором периоде (исключение: главные подгруппы I и VIII групп). В периодической системе 8 главных подгрупп.

В атомах элементов главных подгрупп валентные электроны находятся на внешнем энергетическом уровне.

Например: 8О 2е 6е и 16S 2е 8е 6е.

Число электронов в атоме соответствует числу протонов. Количество нейтронов в атоме можно найти по разности между относительной атомной массой и количеством протонов, т. е. порядкового номера.

**N(n0) = Ar** **- Z**

Количество= относительная масса -  порядковый номер ХЭ

Например, для изотопа хлора  **35Cl** количество нейтронов равно: 35-17=**18**

**Изменение атомного радиуса**

**В группах:**для элементов главных подгрупп сверху вниз увеличивается число энергетических уровней. Энергетический уровень – это и есть расстояние, на котором находится электрон от ядра. Значит, **по группе вниз** атомный **радиус увеличивается.**

**В периодах**: по **периоду**номер энергетического уровня, на котором находятся валентные электроны, остается неизменным, но число валентных электронов увеличивается, а также растет и заряд ядра. Значит, электроны электростатически сильнее притягиваются к ядру. Поэтому **радиус атома уменьшается.**

[Электроотрицательность](http://www.interneturok.ru/ru/school/chemistry/9-klass/bhimicheskaya-svyaz-elektroliticheskaya-dissociaciyab/zakonomernosti-izmeneniya-elektrootricatelnosti-elementov-v-gruppe-i-periode)**(ЭО)– это способность атома перетягивать на себя электроны связи.**

Это величина, которая отражает «желание» атома отдать свои валентные электроны или принять чужие валентные электроны. Чем выше электроотрицательность, тем сильнее атом хочет принять чужие валентные электроны.

Электроотрицательность по Полингу – это свойство атомов, связанных химическими связями, т. е. находящихся в составе химических соединений. Соединения таких благородных элементов, как гелий, неон и аргон до сих пор не получены, поэтому не определена и ЭО этих элементов. Однако в полной таблице в приложении VII уже можно найти значения для ксенона (Xe), соединения которого с фтором и кислородом известны с 60-х годов ХХ века.

Наибольшей электроотрицательностью обладают элементы, находящиеся в правом верхнем углу Периодической системы. Соответственно, наименьшей – элементы, находящиеся в нижнем левом углу. Аналогично меняются и металлические свойства простых веществ, образованных данными элементами. Металлы легко отдают свои валентные электроны, соответственно, они имеют низкую электроотрицательность. Поэтому металлы находятся в нижнем левом углу Периодической системы, а типичные неметаллы – в правом верхнем.

**Занятие 5-6**

**Дата:14.12.2020г**

**Тип занятия:** Лекция

**Тема занятия:** Основные классы неорганических соединений

**Литература:**

**1.** О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, «Химия» для профессий и специальностей технического профиля, 2015г.

**План**

1. Оксиды
2. Кислоты
3. Основания
4. Соли

По своим химическим свойствам элементы подразделяются на металлы, полуметаллы (B,Si, Ge, As, Se), неметаллы. Полуметаллы являются пограничными элементами, проявляющими свойства как металла, так и неметалла. Полуметаллы в большинстве случаев имеют металлическую и неметаллическую аллотропны модификации.

Существование химического элемента в виде нескольких простых веществ называется аллотропией, а вещества, образованные одним и тем же элементом, – аллотропическими видоизменениями этого элемента:

С – алмаз, графит;

О – кислород (О2), озон (О3);

S – аморфная, моноклинная, ромбовидная;

Р – белый, красный, чёрный, фиолетовый.

Химический элемент существует в следующих формах:

• Одиночные атомы (обычно при высоких температурах);

• Простые вещества (состоят из атомов одного и того же элемента);

• Сложные вещества (состоят из атомов разных элементов).

Химические элементы являются «кирпичиками», из которых построены вещества. Все вещества (цинк, азот, серная кислота, бензол, воздух, кремний, природная вода) делятся на чистые и смеси. Чистые вещества состоят из одинаковых молекул (цинк, азот, серная кислота, бензол).

Смеси веществ состоят из разных молекул (воздух, природная вода). Чистые вещества делятся на простые вещества (цинк, азот, кремний) и сложные вещества или химические соединения (серная кислота, бензол).

Химические вещества принято делить на две группы: немногочисленную группу простых веществ (их, с учетом аллотропных модификаций, насчитывается около 400) и очень многочисленную группу сложных веществ.

Простые вещества делятся на металлы (цинк), полуметаллы (кремний), неметаллы (азот).

Химические соединения делятся на органические или соединения углерода и неорганические. К неорганическим относятся соединения остальных (кроме углерода) элементов периодической системы.

Сложные вещества обычно делят на четыре важнейших класса: оксиды, основания (гидроксиды), кислоты, соли. Рассмотрим далее более подробно отдельные классы неорганических соединений.

**Оксиды**

Оксидами называют соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Многие элементы проявляют переменную валентность и дают оксиды различного состава, что учитывается по международной номенклатуре указанием степени окисления элемента римскими цифрами, например: CrO – оксид хрома (II), Сг2О3 – оксид хрома (III), СгО3 — оксид хрома (VI).

Оксиды делят на две группы: солеобразующие и несолеобразующие. Свойства несолеобразующих оксидов в мы не будем рассматривать; наиболее важные из них (СО, NO, Н2О2, Nа2О2) описаны в разделах, посвященных химии соответствующих элементов.

Солеобразующие оксиды принято делить на три группы: основные, амфотерные, кислотные.

**1. Основные оксиды**

К основным относятся оксиды типичных металлов, им соответствуют гидроксиды, обладающие свойствами оснований.

**Получение основных оксидов.**

Окисление металлов, например:

2Cu + O2 = 2CuO

Этот метод неприменим для щелочных металлов, которые при окислении дают пероксиды.

Обжиг сульфидов, например:

2CuS + 3О2 = 2CuO + 2SО2

Разложение гидроксидов тяжелых металлов**:**

**Cu(OH)2 = CuO + Н2О**

Разложение солей кислородсодержащих кислот. Этот способ особенно легко осуществляется для нитратов и карбонатов:

СаСО3 = СаО + СO2

2Рb(NО3)2 = 2РbО + 4NO2 + O2

Свойства основных оксидов. Основные оксиды при нагревании могут вступать в реакции с кислотными и амфотерными оксидами, с кислотами. Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов непосредственно реагируют с водой:

ВаО + SiO2 = ВаSiO3

ZnO + H2S04 = ZnS04 + Н2O

СаО + H2O = Са(ОН)2

Основные оксиды могут вступать в окислительно-восстановительные реакции (ОВР), например:

Fe2О3 + 2AI = Аl2О3 + 2Fe

**2) Кислотные оксиды.**

Кислотные оксиды — оксиды неметаллов или переходных металлов в высоких степенях окисления, которые могут быть получены методами, аналогичными методам получения основных оксидов.

**например:**

**4Р + 5O2 = 2Р2O5**

**2ZnS + 3O2 = 2ZnO + 2SО2**

Свойства кислотных оксидов. Большинство кислотных оксидов взаимодействует с водой с образованием кислот, например:

SO3 + Н2O = Н2SO4

Наиболее типичными для кислотных оксидов являются их реакции с основными и амфотерными оксидами, со щелочами:

P2O5 + Al2O3 = 2AlPO3

CO2 + Ca(OH)2 = CaCO3↓ + H2O

**3) Амфотерные оксиды.**

Амфотерные оксиды способны к реакциям, в которые вступают как основные, так и кислотные оксиды, например:

**Аl2О3 + 6НС1 = 2А1С13 + ЗН2O**

**Аl2О3 + 2NaOH + ЗН2O = 2Na[AI(OH)4]**

К числу амфотерных оксидов относятся оксид алюминия Аl2О3, оксид хрома (III) Сr2O3, оксид бериллия ВеО, оксид цинка ZnO, оксид железа (III) Fe2O3. Идеально амфотерным оксидом является вода Н2O, что ярко проявляется при гидролизе солей.

**Основания (гидроксиды металлов)**

Основаниями называются вещества (частицы), связывающие протоны (Бренстед). К основаниям относятся аммиак, амины (анилин), гидроксиды металлов.

Частным случаем оснований являются гидроксиды. Химические соединения, содержащие атом металла, связанный с гидроксильными группами (ОН), называются гидроксидами металлов [Me(OH)n ]. С точки зрения теории электролитической диссоциации гидроксиды представляют собой электролиты, образу-ющие в водных растворах в качестве анионов только гидроксид-ионы(ОН-). Кислотность гидроксидов определяется числом гидроксильных групп, способных замещаться на кислотные остатки с образованием солей. По современной номенклатуре их принято называть гидроксидами элементов с указанием степени окисления: КОН — гидроксид калия, Sr(OH)2 – гидроксид стронция, Сг(ОН)2 – гидроксид хрома (II).

Гидроксиды металлов делят на две группы: растворимые в воде – щёлочи (образованные щелочными и щелочноземельными металлами) и нерастворимые в воде.

Получение оснований. Нерастворимые основания обычно получают реакцией обмена:

CuSO4 + 2КОН = Сu(ОН)2 + К2SO4

Щелочи в технике получают электролизом водных растворов хлоридов:

2NaCI + 2Н2O = 2NaOH + Н2 + Сl2

В лаборатории щелочи получают взаимодействием соответствующих металлов или их оксидов с водой.

**Химические свойства гидроксидов металлов.**

Все нерастворимые в воде гидроксиды при нагревании разлагаются с образовавшем оксидов. Самой типичной реакцией гидроксидов является реакция нейтрализации с кислотами. В нее вступают как щелочи, так и нерастворимые основания:

CsOH + НВг = CsBr + Н2O

Zn(OH)2 + H2SO4 = ZnSO4 + 2Н2O

**Кислоты**

Кислоты - сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. (С точки зрения теории электролитической диссоциации: кислоты - электролиты, которые при диссоциации в качестве катионов образуют только H+).

**Классификация**

**По составу:** бескислородные и кислородсодержащие**.**

По числу атомов водорода, способных замещаться на металл: одно-, двух-, трёхосновные...

**Получение**

Взаимодействие кислотного оксида с водой (для кислородсодержащих кислот):

SO3 + H2O → H2SO4

P2O5 + 3H2O → 2H3PO4

Взаимодействие водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (для бескислородных кислот):

H2 + Cl2 → 2HCl

H2 + S → H2S

Реакциями обмена соли с кислотой

Ba(NO3)2 + H2SO4 → BaSO4↓ + 2HNO3

в том числе, вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:

Na2SiO3 + 2HCl → H2SiO3↓ + 2NaCl

2NaCl(тв.) + H2SO4(конц.) –t°→ Na2SO4 + 2HCl

**Химические свойства**

Действие на индикаторы: лакмус – красный; метилоранж - розовый

Взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации):

H2SO4 + 2KOH → K2SO4 + 2H2O

2HNO3 + Ca(OH)2 → Ca(NO3)2 + 2H2O

Взаимодействие с основными оксидами: CuO + 2HNO3 –t°→ Cu(NO3)2 + H2O

Взаимодействие с металлами:

Zn + 2HCl → ZnCl2 + H2

2Al + 6HCl → 2AlCl3 + 3H2

(металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, кислоты-неокислители).

Взаимодействие с солями (реакции обмена), при которых выделяется газ или образуется осадок:

H2SO4 + BaCl2 → BaSO4↓ +2HCl

2HCl + K2CO3 → 2KCl + H2O + CO2

**Соли**

Соли - сложные вещества, которые состоят из атомов металла и кислотных остатков. Это наиболее многочисленный класс неорганических соединений.

**Классификация**

**СОЛИ**

**Средние Кислые Основные**

Средние. При диссоциации дают только катионы металла (или NH4+Na2SO4 ↔ 2Na++SO42-

CaCl2 ↔ Ca2+ + 2Cl-

Кислые. При диссоциации дают катионы металла (NH4+), ионы водорода и анионы кислотного остатка.

**NaHCO3 ↔ Na++ HCO3- ↔ Na+ + H+ + CO32-**

Продукты неполного замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы металла.

Основные. При диссоциации дают катионы металла, анионы гидроксила и кислотного остатка.

Zn(OH)Cl ↔ [Zn(OH)]+ + Cl- ↔ Zn2+ + OH-+ Cl-

Продукты неполного замещения групп OH соответствующего основания на кислотные остатки.

Двойные. При диссоциации дают два катиона и один анион.

KAl(SO4)2 ↔ K+ + Al3+ + 2SO42-

Смешанные. Образованы одним катионом и двумя анионами:

CaOCl2 ↔ Ca2+ + Cl-

 + OCl Комплексные. Содержат сложные катионы или анионы.

[Ag(NH3)2]Br ↔ [Ag(NH3)2]+ + Br - +Na[Ag(CN)2] ↔ Na+ + [Ag(CN)2]-

Средние соли

Получение

Большинство способов получения солей основано на взаимодействии веществ с противоположными свойствами:

металла с неметаллом: 2Na + Cl2 → 2NaCl

металла с кислотой: Zn + 2HCl → ZnCl2 + H2

металла с раствором соли менее активного металла Fe + CuSO4 → FeSO4 + Cu

основного оксида с кислотным оксидом: MgO + CO2 → MgCO3

основного оксида с кислотой CuO + H2SO4 –t°→ CuSO4 + H2O

основания с кислотным оксидом Ba(OH)2 + CO2 → BaCO3↓ + H2O

основания с кислотой: Ca(OH)2 + 2HCl → CaCl2 + 2H2O

соли с кислотой: MgCO3 + 2HCl → MgCl2 + H2O + CO2

 BaCl2 + H2SO4 → BaSO4↓ + 2HCl

раствора основания с раствором соли: Ba(OH)2 + Na2SO4 → 2NaOH + BaSO4↓

 растворов двух солей: 3CaCl2 + 2Na3PO4 → Ca3(PO4)2↓ + 6NaCl

**Химические свойства**

**Термическое разложение.**

CaCO3 → CaO + CO2

2Cu(NO3)2 → 2CuO + 4NO2 + O2

NH4Cl → NH3 + HCl

**Гидролиз.**

Al2S3 + 6H2O ↔ 2Al(OH)3↓ + 3H2S

FeCl3 + H2O ↔ Fe(OH)Cl2 + HCl

Na2S + H2O ↔ NaHS +NaOH

**Обменные реакции с кислотами, основаниями и другими солями.**

AgNO3 + HCl → AgCl↓ + HNO3

Fe(NO3)3 + 3NaOH → Fe(OH)3↓ + 3NaNO3

CaCl2 + Na2SiO3 → CaSiO3↓ + 2NaCl

Окислительно-восстановительные реакции, обусловленные свойствами катиона или аниона.

2KMnO4 + 16HCl → 2MnCl2 + 2KCl + 5Cl2 + 8H2O

**Кислые соли**

**Получение.**

Взаимодействие кислоты с недостатком основания.

KOH + H2SO4 → KHSO4 + H2O

Взаимодействие основания с избытком кислотного оксида

Ca(OH)2 + 2CO2 → Ca(HCO3)2

Взаимодействие средней соли с кислотой

Ca3(PO4)2 + 4H3PO4 → 3Ca(H2PO4)2

**Химические свойства.**

Термическое разложение с образованием средней соли

Ca(HCO3)2 → CaCO3↓ + CO2 + H2O

Взаимодействие со щёлочью. Получение средней соли.

Ba(HCO3)2 + Ba(OH)2 → 2BaCO3↓ + 2H2O

**Основные соли**

**Получение.**

Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой:

ZnCl2 + H2O → [Zn(OH)]Cl + HCl

Добавление (по каплям) небольших количеств щелочей к растворам средних солей металлов:

AlCl3 + 2NaOH → [Al(OH)2]Cl + 2NaCl

Взаимодействие солей слабых кислот со средними солями:

2MgCl2 + 2Na2CO3 + H2O → [Mg(OH)]2CO3↓ + CO2 + 4NaCl

**Химические свойства.**

Термическое разложение.

[Cu(OH)]2CO3(малахит) → 2CuO + CO2 + H2O

Взаимодействие с кислотой: образование средней соли.

Sn(OH)Cl + HCl ↔ SnCl2 + H2O

Центральными атомами обычно служат ионы металлов больших периодов (Co, Ni, Pt, Hg, Ag, Cu);типичными лигандами являются OH-, CN-, NH3, CO, H2O; они связаны с центральным атомом донорно-акцепторной связью.

**Получение.**

Реакции солей с лигандами:

AgCl + 2NH3 → [Ag(NH3)2]Cl

FeCl3 + 6KCN → K3[Fe(CN)6] + 3KCl

**Химические свойства.**

Разрушение комплексов за счёт образования малорастворимых соединений:

2[Cu(NH3)2]Cl + K2S → CuS↓ + 2KCl + 4NH3

Обмен лигандами между внешней и внутренней сферами.

K2[CoCl4] + 6H2O → [Co(H2O)6]Cl2 + 2KCl

**Занятие 7-8**

**Дата:16.12.2020г**

**Тип занятия:** Лекция

**Тема занятия:** Классификация химических реакций.

**Литература:**

**1.** О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, «Химия» для профессий и специальностей технического профиля, 2015г.

**План**

1. Классификация химических реакций: соединения, разложения, замещения, обмена (нейтрализации).
2. Каталитические и некаталитические реакции, катализаторы.
3. Обратимые и необратимые реакции.
4. Экзотермические и эндотермические реакции.
5. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления.

**По числу и составу реагентов и продуктов**

Химические реакции классифицируются по характеру процесса, т.е по числу и составу реагентов и продуктов.

**Реакциями соединения** называют химические реакции, в результате которых сложные молекулы получаются из нескольких более простых, например:
4Li + O2 = 2Li2O

**Реакциями разложения** называют химические реакции, в результате  которых  простые  молекулы  получаются  из  более  сложных,  например:
CaCO3  = CaO + CO2

Реакции разложения можно рассматривать как процессы, обратные соединению.

**Реакциями замещения** называют химические реакции, в результате которых атом или группа атомов в молекуле вещества замещается на другой атом или группу атомов, например:
Fe + 2HCl = FeCl2 + H2

Их отличительный признак — взаимодействие простого вещества со сложным.

 **Реакциями обмена** (в том числе и нейтрализации) - называют химические реакции, протекающие без изменения степеней окисления элементов и приводящие к обмену составных частей реагентов, например:
AgNO3  + KBr = AgBr + KNO3

Реакции обмена протекают в растворах, и проходят до конца, в случаях, если в результате реакции образуются осадок или малодиссоциирующее вещество, например, вода; или выделяется газ (СО2, Н2S и др.).

Частный случай реакции обмена - **реакция нейтрализации** (между кислотой и основанием, в результате которой получается соль и вода)

Н2SO4 + 2NaOH = Na2SO4 + 2H2O - молекулярное уравнение

2H+ + SO42- + 2Na+ + 2ОН = 2Na+ + SO42- + 2H2O - полное ионное уравнение

2H+ + 2ОН = 2H2O –сокращенное ионное уравнение

Р**еакция гидролиза солей** (соль и вода – обратная реакции нейтрализации)

Na2CO3 + H2O = NaHCO3 + NaOH – молекулярное уравнение

2Na+ + CO3- + H2O = Na+ + HCO3- + Na+ + OH- - полное ионное уравнение

CO3- + H2O = + HCO3- + OH- сокращенное ионное уравнение рН >7, среда щелочная

**По использованию катализатора**

Катализатор – вещество, которое ускоряет химическую реакцию, но само при этом не расходуется.

**Каталитические реакции** протекают только в присутствии катализатора (в том числе и ферментативные).

**Некаталитические реакции** идут в отсутствие катализатора.

**По возможности протекать в обратном направлении.**

По возможности протекать в обратном направлении – обратимые и необратимые.

**Обратимыми** называют химические реакции, протекающие при данной температуре одновременно в двух противоположных направлениях с соизмеримыми скоростями. При записи уравнений таких реакций знак равенства заменяют противоположно направленными стрелками.  Простейшим примером обратимой реакции является синтез аммиака взаимодействием азота и водорода:

N2 +3H2↔2NH3

**Необратимыми** называют реакции, протекающие только в прямом направлении, в результате которых образуются продукты, не взаимодействующие между собой. К необратимым относят химические реакции, в результате которых образуются малодиссоциированные соединения, происходит выделение большого количества энергии, а также те, в которых конечные продукты уходят из сферы реакции в газообразном виде или в виде осадка, например:

HCl + NaOH = NaCl + H2O

2Ca + O2 = 2CaO

BaBr2  + Na2SO 4  = BaSO4↓ + 2NaBr

**По тепловому эффекту**

**Экзотермическими** называют химические реакции, идущие с выделением теплоты. Условное обозначение изменения энтальпии (теплосодержания) ΔH, а теплового эффекта реакции Q.

Для экзотермических реакций Q > 0, а ΔH < 0.

**Эндотермическими** называют химические реакции, идущие с поглощением теплоты. Для эндотермических реакций Q < 0, а ΔH > 0.

  Реакции соединения, как правило будут реак­циями экзотермическими, а реакции разложения — эндотер­мическими. Редкое исключение — реакция азота с кислородом — эндотермиче­ская:
N2 + О2 → 2NO – Q

**По изменению степени окисления элементов**

Первый признак классификации — по изменению степени окисления элементов, образующих реагенты и продукты.
а) окислительно-восстановительные
б) без изменения степени окисления
**ОВР-**называются реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления химических элементов, входящих в состав реагентов.

 К окислительно-восстановительным в неорганической химии относятся все реакции замещения и те реакции разло­жения и соединения, в которых участвует хотя бы одно прос­тое вещество. К реакциям, идущим без изменения степе­ней окисления элементов, образующих реагенты и продукты реакции, относятся все реакции обмена.

 **Степень окисления** – это условный заряд атомов в химическом соединении, если предположить, что соединение состоит из простых ионов.

**Процесс отдачи электронов - это процесс окисления, а элемент, отдающий электроны, является восстановителем.**

**Процесс присоединения электронов - это процесс восстановления, а элемент, принимающий электроны, является окислителем.**

**Занятие 9-10**

**Дата:17.12.2020г**

**Тип занятия:** Лекция

**Тема занятия:** Металлы и неметаллы.

**Литература:**

**1.** О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов, «Химия» для профессий и специальностей технического профиля, 2015г.

**План**

1. Металлы

А) Положение металлов в периодической системе

Б) Физические и химические свойства металлов

В)Способы получения металлов

1. Неметаллы

А) Положение неметаллов в периодической системе

Б) Физические и химические свойства неметаллов

В)Способы получения неметаллов

 3. Применение металлов и неметаллов

 Металлы - это химические элементы, атомы которых отдают электроны внешнего (а иногда предвнешнего) электронного слоя, превращаясь в положительные ионы. Металлы – восстановители ***Ме0 – nе = Меn+***. Это обусловлено небольшим числом электронов внешнего слоя (в основном 1 - 3), большим радиусом атомов,  вследствие чего эти электроны слабо удерживаются с ядром.

Металлы  размещены в левом нижнем углу ПСХЭ. Это все элементы, расположенные ниже диагонали В – Аt, даже те у которых на внешнем слое 4 электрона ( Je, Sn, Pb), 5 электронов ( Sb, Di), 6 электронов ( Po), так как они отличаются большим радиусом. Среди них есть s и p-элементы – металлы главных подгрупп, а также d и f металлы, образующие побочные подгруппы.

В соответствии с местом, занимаемым в периодической системе, различают переходные (элементы побочных подгрупп) и непереходные металлы (элементы главных подгрупп). Металлы главных подгрупп характеризуются тем, что в их атомах происходит последовательное заполнение электронных s- и р-подуровней. В атомах металлов побочных подгрупп происходит достраивание d- и f-подуровней.

**Закономерности в изменении свойств элементов – металлов.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|         **Признаки сравнения** | **В главной подгруппе** | **В периоде** |
| Число электронов на внешнем слое | не изменяется | увеличивается |
| Радиус атома | увеличивается | уменьшается |
| Электроотрицательность | уменьшается | увеличивается |
| Восстановительные свойства | усиливаются | уменьшаются |
| Металлические свойства | усиливаются | уменьшаются |

В побочных подгруппах (Cu, Ag, Au) – активность элементов – металлов падает. Эта закономерность наблюдается и у элементов второй побочной подгруппы Zn, Cd, Hg.          У элементов побочных подгрупп – это элементы 4-7 периодов – с увеличением порядкового элемента радиус атомов изменятся мало, а величина заряда ядра увеличивается значительно, поэтому прочность связи валентных электронов с ядром усиливается, восстановительные свойства ослабевают.

**Физические свойства металлов**

     В соответствие именно с таким строением металлы характеризуются общими физическими свойствами.

        а)  **твердость** – все металлы кроме ртути, при обычных условиях твердые вещества. Самые мягкие – натрий, калий. Их можно резать ножом; самый твердый хром – царапает стекло.

       б)  **плотность.** Металлы делятся на мягкие (5г/см³) и тяжелые (меньше 5г/см³).

       в)  **плавкость.** Металлы делятся на легкоплавкие и тугоплавкие.

       г) **электропроводность, теплопроводность** металлов обусловлена их строением. Хаотически движущиеся электроны под действием электрического напряжения приобретают направленное движение, в результате чего возникает электрический ток.

При повышении температуры амплитуда движения атомов и ионов, находящихся в узлах кристаллической решетки резко возрастает, и  это мешает движению электронов,  и электропроводность металлов падает.

           д) **металлический блеск** – электроны, заполняющие межатомное пространство отражают световые лучи, а не пропускают как стекло. Поэтому все металлы в кристаллическом состоянии имеют металлический блеск. Для большинства металлов в ровной степени рассеиваются все лучи видимой части спектра, поэтому они имеют серебристо-белый цвет. Только золото и медь в большой степени поглощают короткие волны и отражают длинные волны светового спектра, поэтому имеют желтый цвет. Самые блестящие металлы – ртуть, серебро, палладий. В порошке все металлы, кроме Al и Mg, теряют блеск и имеют черный или темно-серый цвет.

 е)    **пластичность.** Механическое воздействие на кристалл с металлической решеткой вызывает только смещение слоев атомов и не сопровождается разрывом связи, и поэтому металл характеризуется высокой пластичностью.

Некоторые металлы, например, железо, титан, олово и др. способны по достижении определенных температур изменять кристаллическое строение. Это явление получило название **аллотропии или полиморфизма**, а сами переходы от одного кристаллического строения к другому называются аллотропическими или полиморфными.

 **Химические свойства металлов**

 Ряд напряжений характеризует химические свойства металлов: чем меньше электродный потенциал металла, тем больше его восстановительная способность.

***А) Взаимодействие с неметаллами (****в названиях полученных веществ окончание*

***-иды)***

**2Mg0+O20—>2Mg2+O2-(оксид магния)**

**Fe0+S0—>Fe2+S2-(сульфид железа II)**

**Б) Взаимодействие с водой.**Самые ***активные металлы*** реагируют с водой при обычных условиях, и в результате этих реакций образуются растворимые в воде основания и выделяется водород

**2Na + 2HOH = 2NaOH + H2**

**2Li0+2H2+O2–—> 2Li+O2-H+ + H20**

***Менее активные металлы*** реагируют с водой при повышенной температуре с выделением водорода и образованием оксида соответствующего металла                               **Zn + H2O = ZnO +H2**

**В) Взаимодействие с растворами кислот. Происходит при соблюдении ряда условий**

·  Металл должен находиться левее в ряду напряжений металлов;

·  В результате реакции должна образовываться растворимая соль, иначе металл покроется осадком и доступ кислоты к металлу прекратиться;

·   Для этих реакций не рекомендуется использовать щелочные металлы, так как они взаимодействуют с водой в растворе кислоты;

·   По особому взаимодействуют с металлами концентрированные азотная и серная кислоты;

**2H+Cl– +Zn0  → Zn2+Cl2- +H20**

**Г) Взаимодействие с растворами солей.  При этом соблюдаются следующие условия**

·  Металл должен находиться в ряду напряжений левее металла, образующего соль;

·  В результате реакции должна образовываться растворимая соль, иначе металл покроется осадком и доступ кислоты к металлу прекратиться;

·  Для этих реакций не рекомендуется использовать щелочные металлы, так как они взаимодействуют с водой в растворе соли;

**Fe0+Cu2+Cl2–→Fe2+Cl2–+Cu0**

**Д) Взаимодействие со щелочами (только амфотерные)**

**Be + 2NaOH + 2H2O = Na2[Be(OH)4] + H2**

Магний и щелочноземельные металлы с щелочами не реагируют.

**Е) Взаимодействие с оксидами металлов (металлотермия).**

Некоторые активные металлы способны вытеснять другие металлы из их оксидов при поджигании смеси.

**2Al0+ Fe2O3= Al2O3+2Fe0**

**Способы получения металлов**

Существуют несколько основных способов получения — металлов.
**а) *Пирометаллургия***– это получение металлов из их соединений при высоких температурах с помощью различных восстановителей (C, CO, H2, Al, Mg и др.).

- из их оксидов углем или оксидом углерода (II)
ZnО + С = Zn + СО
Fе2О3 + ЗСО = 2Fе + ЗСО2
- водородом
WO3 + 3H2 =W + 3H2O
СоО + Н2 = Со + Н2О
- алюминотермия
4Аl + ЗМnО2 = 2А12О3 + ЗМn

**б)*****Гидрометаллургия***– это получение металлов, которое состоит из двух процессов: сначала природное соединение металла (оксид) растворяют в кислоте, в результате чего получают соль металла. Затем из полученного раствора необходимый металл вытесняют более активным металлом. Например:

CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O,

CuSO4 + Zn = ZnSO4 + Cu.

**Обжигом сульфидов металлов и последующим восстановлением образовавшихся оксидов (например, углем):**
2ZnS + ЗО2 = 2ZnО + 2SО2
ZnО + С = СО + Zn

**в) *Электрометаллургия*** – это получение металлов при электролизе растворов или расплавов их соединений. Роль восстановителя при этом играет электрический ток.

СuСl2 → Сu2+ 2Сl-
Катод (восстановление): Сu2+ - 2е- = Сu0

Анод (окисление): 2Cl- - 2е- = Сl°2

**Неметаллы**

Неметаллы – элементы, которые обладают неметаллическими свойствами и занимают положение в правом верхнем углу в таблице Менделеева.

К неметаллическим элементам относятся p-элементы, а также водород и гелий, которые в свою очередь относятся к s-элементам. Они расположены правее и выше диагонали бор-астат. Всего же известно 22 неметалла. У наиболее типичных неметаллов заполнение электронами внешнего уровня близко к максимальному, а радиусы атомов – минимальные среди элементов данного периода.

**Физические свойства**

Атомы неметаллов имеют более высокие значения электроотрицательности, а соответственно высокие энергии ионизации и большое сродство к электрону. В связи с этим характер неметаллов таков, что, в отличии от металлов, могут проявлять окислительные свойства. В реакциях они могут восстанавливаться, присоединяя столько электронов, чтобы общее их количество на внешнем уровне достигло восьми (завершенный уровень, стабильное состояние атома).

Именно поэтому отрицательное значение степени окисления, которое могут иметь в соединениях неметаллы, в отличие от металлов, равно разности (8-N группы). Наиболее высокую электроотрицательность имеют неметаллы, положение которых приходится на правый верхний угол в Периодической системе, то есть галогены фтор и хлор, а также кислород. Именно эти элементы могут образовывать ионные связи. Самым активным неметаллом является фтор, который в соединениях может проявлять только одну валентность I и одну степень окисления -1.

Для большинства неметаллов простых веществ в твердом агрегатном состоянии характерна молекулярная кристаллическая решетка. То есть эти неметаллы являются кристаллическими веществами. Поэтому при обычных условиях они имеют вид газов, жидкостей или твердых веществ с низкими температурами плавления. Примерами таких веществ являются газы: водород H2 , неон Ne, жидкость – бром Br2 , твердые вещества йод I2, сера S8, фосфор P4 (белый фосфор). Существуют неметаллы (бор, углерод, кремний), которые имеют атомные кристаллические решетки.

**Химические свойства неметаллов**

Водородные соединения неметаллов в основном являются летучими соединениями, в водных растворах имеющими кислотный характер. Они имеют молекулярные структуры, ковалентную полярную связь. Некоторые из них (вода, аммиак, фтороводород) образуют водородные связи. Соединения образуются при непосредственном взаимодействии неметаллов с водородом.

В ряду F,O,N,CL,Br,I,S,C,Se,P,As,Si,H окислительные свойства уменьшаются. Восстановительные свойства кислород может проявлять только в отношении фтора.

Реакции с металлами. В этом типе реакций проявляются окислительные свойства и неметаллы принимают электроны с образованием отрицательно заряженных частиц.

Са + Сl2 = СаСl2 Са + O2 = СаO2 Na + Сl2 = Na+Сl2

Реакции с водородом.

Практически все неметаллы реагируют с водородом. Лишь благородные газы составляют исключение для реакций данного типа. Продуктом реакции являются летучие водородные соединения:

 Cl2 + H2 = 2HCl С + 2Н2 = СН4

Реакции с кислородом.

Неметаллы образуют кислотные или несолеобразующие оксиды.

 S + O2 = SO2    P + 5O2 = 2P2O5

1. Взаимодействие с водой и кислотами для неметаллов не характерно.

**Получение неметаллов**

Способы получения неметаллов отличаются многообразием и специфичностью, общих подходов не существует. Рассмотрим основные способы получения некоторых неметаллов.

1. ***Получение галогенов.*** Самые активные галогены – фтор и хлор – получают электролизом. Фтор – электролизом расплава KHF2,  хлор – электролизом расплава или раствора хлорида натрия:

2Г- - 2 = Г2.

Другие галогены можно также получить электролизом или вытеснением из их солей в растворе с помощью более активного галогена:

Cl2 + 2NaI = 2NaCl + I2.

1. ***Получение водорода.*** Основной промышленный способ получения водорода – конверсия метана (каталитический процесс):

CH4 + H2O = CO + 3H2.

1. ***Получение кремния.*** Кремний получают восстановлением коксом из кремнезема:

SiO2 + 2C = Si + 2CO.

1. ***Получение фосфора.*** Фосфор получают восстановлением из фосфата кальция, который входит в состав апатита и фосфорита:

Ca3(PO4)2 + 3SiO2 + 5C = 3CaSiO3 + 2P + 5CO.

1. ***Кислород и азот*** получают фракционной перегонкой жидкого воздуха.
2. ***Сера и углерод*** встречаются в природе в самородном виде.
3. ***Селен и теллур*** получают из отходов производства серной кислоты, так как эти элементы встречаются в природе вместе с соединениями серы.
4. ***Мышьяк*** получают из мышьяковистого колчедана по сложной схеме превращений, включающей стадии получения оксида и восстановления из оксида углеродом.
5. ***Бор*** получают восстановлением оксида бора магнием.

**Применение металлов и неметаллов**

Чистые металлы и неметаллы используют в неорганическом и органическом синтезе для получения химических реактивов и препаратов. Окислением некоторых металлов получают непосредственно окислы этих металлов реактивной чистоты, а растворением их в кислотах — соответствующие соли.

В органическом синтезе металлы находят применение в качестве катализаторов (алюминий, медь, никель, палладий, платина, серебро и др.), при получении металлоорганических соединений и т. д.

Белый фосфор, сера и другие неметаллы служат исходным сырьем для получения чистых кислот и других химических соединений. Бром, хлор, иод используются в органическом синтезе для получения галогенорганических производных, а также для получения некоторых галогенсодержащих кислот и их солей.

Металлы и неметаллы играют известную роль и в аналитической химии. Большая группа металлов — алюминий, железо, цинк, магний, олово, никель — применяются в качестве восстановителей. Натрий используют для определения хлора в органических веществах, при восстановлении и гидрировании многих органических соединений, для глубокой осушки органических жидкостей, для приготовления амальгам и т. д. Бром служит окислителем при аналитических определениях марганца, никеля, хрома, висмута, железа, цианидов, роданидов, мочевины, муравьиной кислоты.

Чистые элементы, такие, как сера, свинец, алюминий, кобальт, медь, никель, олово, палладий, сурьма, цинк, характеризующиеся четкой температурой плавления, используются в термометрии для калибровки термометров и пирометров.

|  |
| --- |
|  |