***ХИМИЯ – НАУКА О ВЕЩЕСТВАХ, ИХ СВОЙСТВАХ, ПРЕВРАЩЕНИЯХ ВЕЩЕСТВ И ЯВЛЕНИЯХ, СОПРОВОЖДАЮЩИХ ЭТИ ПРЕВРАЩЕНИЯ.***

ХИМИЯ ОТНОСИТСЯ К ЕСТЕСТВЕННЫМ НАУКАМ. ОНА ИЗУЧАЕТ СОСТАВ, СТРОЕНИЕ, СВОЙСТВА И ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВ, А ТАКЖЕ ЯВЛЕНИЯ, СОПРОВОЖДАЮЩИЕ ЭТИ ПРЕВРАЩЕНИЯ.

**КОГДА И КАК ВОЗНИКЛА ХИМИЧЕСКАЯ НАУКА.**

ХИМИЯ КАК НАУКА В СОВРЕМЕННОМ ПОНИМАНИИ ВОЗНИКЛА ОТНОСИТЕЛЬНО НЕДАВНО, ЛИШЬ В ХVIII СТОЛЕТИИ. ЭТОМУ ПРЕДШЕСТВОВАЛ ДЛИТЕЛЬНЫЙ ПРОЦЕСС НАКОПЛЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЗНАНИЙ В ПРОЦЕССЕ РАЗВИТИЯ РАЗЛИЧНЫХ РЕМЕСЕЛ И ИСКУССТВ.

ОСОБУЮ ВАЖНОСТЬ ДЛЯ РАЗВИТИЯ ЧЕЛОВЕЧЕСТВА ИМЕЛИ МЕТАЛЛЫ. ОБ ЭТОМ СВИДЕТЕЛЬСТВУЕТ ТОТ ФАКТ, ЧТО НЕКОТОРЫЕ ИЗ НИХ ДАЛИ НАЗВАНИЯ ЦЕЛЫМ ЭПОХАМ: НА СМЕНУ КАМЕННОМУ ВЕКУ ПРИШЛИ **МЕДНЫЙ**, **БРОНЗОВЫЙ**, ЗАТЕМ НАСТУПИЛ **ЖЕЛЕЗНЫЙ**.

ПЕРВЫМИ МЕТАЛЛАМИ , КОТОРЫЕ ЧЕЛОВЕК СТАЛ ИСПОЛЬЗОВАТЬ ДЛЯ СВОИХ НУЖД, БЫЛИ САМОРОДНЫЕ МЕТАЛЛЫ: ЗОЛОТО(Au ), СЕРЕБРО(Ag ), МЕДЬ(Cu), А ТАКЖЕ МЕТАЛЛЫ, ЛЕГКО ПОЛУЧАЕМЫЕ ИЗ РУД,- ОЛОВО(Sn) И СВИНЕЦ( Pb).

РАЗУМЕЕТСЯ, ПРИКЛАДНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ЗНАНИЯ БЫЛИ СВЯЗАНЫ НЕ ТОЛЬКО С МЕТАЛЛАМИ. УЖЕ В ГЛУБОКОЙ ДРЕВНОСТИ ЛЮДИ НАУЧИЛИСЬ ДУБИТЬ КОЖУ, ИЗГОТОВЛЯТЬ КЕРАМИКУ И СТЕКЛО, ПРИГОТОВЛЯТЬ КРАСИТЕЛИ.

В ДРЕВНЕМ ЕГИПТЕ ЗНАЛИ СПОСОБЫ ОЧИСТКИ ЗОЛОТА, УМЕЛИ ГОТОВИТЬ КОСМЕТИЧЕСКИЕ МАЗИ И БЛАГОВОНИЯ, ПРИМЕНЯТЬ ДЛЯ СТИРКИ СОДУ, ДОБЫВАЕМУЮ ИЗ СОДОВЫХ ОЗЕР, ВЛАДЕЛИ СЛОЖНОЙ ТЕХНИКОЙ БАЛЬЗАМИРОВАНИЯ. СРЕДИ МАСТЕРОВ, ОБСЛУЖИВАВШИХ ГОРОД МЕРТВЫХ (КОТОРЫЙ СОСТОЯЛ ИЗ БЕЗЧИСЛЕННЫХ ГРОБНИЦ ФАРАОНОВ, ЧЛЕНОВ ИХ СЕМЕЙ И ГОС. САНОВНИКОВ), БЫЛО НЕМАЛО УМЕЛЬЧЕВ (МЕДНИКИ, ГИПСОДЕЛЫ И ДР.), ПРОФЕССИОНАЛЬНЫЕ ЗНАНИЯ КОТОРЫХ СОЗДАВАЛИ ПРАКТИЧЕСКУЮ ОСНОВУ ДЛЯ ВОЗНИКНОВЕНИЯ ХИМ. НАУКИ. НЕ СЛУЧАЙНО НЕКОТОРЫЕ ИССЛЕДОВАТЕЛИ СЧИТАЮТ, ЧТО САМО СЛОВО «ХИМИЯ» ПРОИСХОДИТОТ ДРЕВНЕГО НАЗВАНИЯ ЕГИПТА – ХЕМИЯ ИЛИ ХЕМИ (ГРЕЧ. Chemia), ЧТО ОЗНАЧАЕТ «СТРАНА ЧЕРНОГО ИЛА (ЧЕРНОЙ ЗЕМЛИ) ». СОГЛАСНО ДРУГИМ ГИПОТЕЗАМ НАЗВАНИЕ НАУКИ СВЯЗАНО С НАЗВАНИЯМИ РАЗЛИЧНЫХ ОПЕРАЦИЙ, ПРОВОДИМЫХ ПРИ РАБОТЕ С ВЕЩЕСТВАМИ: ХИМЕЙЯ – «НАЛИВАНИЕ», «НАСТАИВАНИЕ»; ХИМЕВСИС – «СМЕШИВАНИЕ»; ХЮМА – «ЛИТЬЕ». ЕСТЬ ПРЕДПОЛОЖЕНИЕ , ЧТО ТЕРМИН «ХИМИЯ» ВОСХОДИТ К ДРЕВНЕКИТАЙСКОМУ КИМ, ЧТО ОЗНАЧАЕТ «ЗОЛОТО».

***ИТАК, В ДРЕВНОСТИ ХИМИЧЕСКИЕ ЗНАНИЯ РАЗВИВАЛИСЬ И НАКАПЛИВАОИСЬ ПАРАЛЛЕЛЬНО С РАЗВИТИЕМ РЕМЕСЕЛ И ИСКУССТВ. ПОЛУЧЕНИЕ НОВЫХ ВЕЩЕСТВ И МАТЕРИАЛОВ НЕРЕДКО СЛУЖИЛО ОСНОВОЙ ДЛЯ СОВЕРШЕНСТВОВАНИЯ ЖИВОПИСИ, МОЗАИЧНОГО ДЕЛА И Т.Д.***

В VII-IХ ВВ. В АЗИИ ВОЗНИКЛО МОЩНОЕ ГОСУДАРСТВО - АРАБСКИЙ ХАЛИФАТ. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ КУЛЬТУР АРАБОВ И ЗАВОЕВАННЫХ ИМИ НАРОДОВ ДАЛО ТОЛЧОК РАЗВИТИЮ НАУК И ИСКУССТВ. ***СЛОВО «ХИМИЯ» ПО – АРАБСКИ ЗВУЧАЛО КАК АЛХИМИЯ*** . ГЛАВНАЯ ЗАДАЧА АЛХИМИКОВ СТАЛ ПОИСК **ФИЛОСОФСКОГО КАМНЯ**, СПОСОБНОГО, ПО ПРЕДАНИЮ, ПРЕВРАЩАТЬ В ЗОЛОТО НЕБЛАГОРОДНЫЕ МЕТАЛЛЫ, ИСЦЕЛЯТЬ БОЛЬНЫХ И ВОЗВРАЩАТЬ МОЛОДОСТЬ. ДРЕВНИЕ СЧИТАЛИ ВСЮ ПРИРОДУ ЖИВОЙ И ОДУШЕВЛЕННОЙ (МЕТАЛЛЫ, НАПРИМЕР, «РАСТУТ И СОЗРЕВАЮТ» В ЛОНЕ ЗЕМЛИ). ПРИ ЭТОМ ЗОЛОТО – ЭТО «СОЗРЕВШИЙ» МЕТАЛЛ, А СВИНЕЦ И ЖЕЛЕЗО- КАК «НЕДОЗРЕЛЫЕ». ДЕЯТЕЛЬНОСТЬ АЛХИМИКОВ ЧАСТО СОПРОВОЖДАЛАСЬ ЗАКЛИНАНИЯМИ. ВПОСЛЕДСТВИИ ЭТО НЕРЕДКО СЛУЖИЛО ПРИЧИНОЙ ПОЛНОГО ОТРИЦАНИЯ ЗАСЛУГ АЛХИМИИ В ДЕЛЕ РАЗВИТИЯ НАУКИ. ЭТО НЕСПРАВЕДЛИВО. ВЕДЬ АЛХИМИКАМИ БЫЛ НАКОПЛЕН БОЛЬШОЙ ОПЫТ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЙ РАБОТЫ И НАБЛЮДЕНИЙ, РАЗРАБОТАНЫ МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ВЕЩЕСТВ: ВПЕРВЫЕ БЫЛИ ВЫДЕЛЕНЫ В ЧИСТОМ ВИДЕ И ОПИСАНЫ МНОГИЕ ВЕЩЕСТВА. ОДНАКО НАУКОЙ, В СОВРЕМЕННОМ ПОНИМАНИИ, АЛХИМИЯ НЕ БЫЛА.

**АНГЛИЙСКИЙ УЧЕНЫЙ РОБЕРТ БОЙЛЬ, КОТОРОГО НЕРЕДКО НАЗЫВАЮТ «ОТЦОМ ХИМИИ», ПЕРВЫМ ДОКАЗАЛ НЕСОСТОЯТЕЛЬНОСТЬ АЛХИМИКОВ, ДАЛ ПЕРВЫЕ НАУЧНЫЕ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ВАЖНЕЙШИМ ПОНЯТИЯИ ХИМИИ.**

ПРОЦЕСС ПРЕВРАЩЕНИЯ ХИМИИ В НАУКУ БЫЛ ДЛИТЕЛЬНЫМ И СЛОЖНЫМ. ОН ПОТРЕБОВАЛ УСИЛИЙ МНОГИХ УЧЕНЫХ И БЫЛ ЗАВЕРШЕН РАБОТАМИ ФРАНЦУЗКОГО ХИМИКА **АНТУАНА ЛОРАНА** **ЛАВУАЗЬЕ**, СОЗДАВШЕГО КИСЛОРОДНУЮ ТЕОРИЮ ГОРЕНИЯ. ХИМИЯ ОФОРМИЛАСЬ В НАУКУ, ИЗУЧАЮЩУЮ ВЕЩЕСТВА, ИЗ КОТОРЫХ СОСТОЯТ МНОГООБРАЗНЫЕ ТЕЛА ПРИРОДЫ.

ОПРЕДЕЛЕНИИ ХИМИИ КАК НАУКИ ВПЕРВЫЕ ДАЛ **М.В. ЛОМОНОСОВ** : «ХИМИЧЕСКАЯ НАУКА РАССМАТРИВАЕТ СВОЙСТВА И ИЗМЕНЕНИ ТЕЛ …СОСТАВ ТЕЛ…ОБЪЯСНЯЕТ ПРИЧИНУ ТОГО, ЧТО С ВЕЩЕСТВАМИ ПРИ ХИМИЧЕСКИХ ПРЕВРАЩЕНИЯХ ПРОИСХОДИТ».

В 1869ГОДУ НАШ СООТЕЧЕСТВЕННИК **ДМИТРИЙ ИВАНОВИЧ МЕНДЕЛЕЕВ** СОЗДАЛ УНИВЕРСАЛЬНУЮ СИСТЕМУ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

***ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ.***

**ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ** .М*асса веществ, вступающих в хим.реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.*

**ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА ВЕЩЕСТВА**. Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

**ЗАКОН АВОГАДРО**. *В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (t и p)содержится одинаковое число молекул.(молярный объем газа –Vm=22,4л/моль).*

**ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ**. Объемы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях *(t и p)относятся друг к другу как простые целые числа.(1л Cl соединяется с 1л H, образуя 2лHCl).*

**Химическая реакция – явления, в результате которых происходит образование новых веществ.**

**Химический элемент - *это определенный вид атомов с одинаковым******положительным зарядом ядра****. Он характеризуется определенным положительным зарядом ядра (порядковый номер), СО, изотропный состав и т.д. Сложные вещества состоят не из простых веществ, а из элементов (вода состоит из элементов кислорода и водорода).*

*Все химические элементы делятся на две большие группы – металлы и не металлы.*

**Молекула** *–* ***наименьшая частица данного вещества, обладающая его******химическими свойствами****. Химические свойства молекулы определяются его составом и химическим строением.*

***Атом*** *–* ***это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов****. (химически неделимая частица). Мельчайшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств – атом (от греч. Атомос - «неделимый»).*

**Относительная атомная масса химического элемента (Аr )** *показывает , во сколько раз масса его атома больше 1/12массы атома углерода.*

**Относительная молекулярная масса вещества (Мr )** *- число, показывающее, во сколько раз масса его молекулы больше 1/12 массы атома углерода*.

Строение атома.

Атом – сложная частица.

Любой химический элемент , как правило, может существовать в трех формах: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества.

Понятие атом возникло в античном мире для обозначения частиц вещества. В переводе с греческого **атом** означает «неделимый».

Благодаря открытию в 1896 году французским ученым **А.Беккерелем** явления радиоактивности было установлено строение атома.

***Радиоактивность*** – это свойство атомов некоторых элементов самопроизвольно излучать невидимые глазом частицы; оно обусловлено распадом их атомных ядер. Превращением в другие элементы.

Этот распад сопровождается излучением трех видов:

 -лучи (притягиваются к отрицательному полюсу, представляют собой ядра атомов гелия);

 -лучи (притягиваются к положительному полюсу, представляют собой поток электронов);

 -лучи (не несут электрического заряда, представляют собой электромагнитные волны с ничтожной массой и высокой частотой).

Используя - излучение (поток ядер гелия, обладающих большой скоростью, имеющих массу 4 и заряд +2) и испытывая его действие на тонкую металлическую фольгу, английский ученый **Э.Резерфорд** обнаружил, что - частицы, проходя через нее, отклоняются от первоначального направления движения. Это открытие послужило экспериментальным доказательством существования положительно заряженного ядра атома, и на его основе в **1911году** ученый создал ***планетарную модель атома***.

Атом любого химического элемента – как бы крохотная Солнечная система.

Атом состоит из несущего положительный заряд ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Затем были открыты другие элементарные частицы – протон и нейтрон, а еще позднее было выявлено огромное число разнообразных микрочастиц.

**Атом состоит из ядра и электронов. Ядро – это часть атома, состоящая из протонов и нейтронов и имеющая положительный заряд.**

**Основные характеристики элементарных частиц.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| частица и ее обозначение | масса | заряд | примечание |
| **протон – р+** | 1 | +1 | число протонов равно порядковому номеру элемента |
| **нейтрон –n0** | 1 | 0 | число нейтронов находят по формуле: N=A-Z |
| **электрон – е-** | 1/1837 | -1 | число электронов равно порядковому номеру элемента |

 Протон и нейтрон входят в состав ядра атома, а электроны образуют электронную оболочку атома.

Поскольку Атом электронейтрален. То также очевидно, что число протонов и электронов в атоме одинаково. Оно равно порядковому номеру химического номера.

**Массовое число** – сумма числа протонов и нейтронов в атоме.

Например, массовое число атома алюминия:

13 (число протонов)+14(число нейтронов)=27(массовое число)

|  |
| --- |
| **Z**(порядковый номер элемента)+**N**(число нейтронов)=**А**(массовое число) |

**Нуклон.**

По современным представлениям, протон и нейтрон представляют собой два состояния одной и той же элементарной частицы – **нуклона** (от латинского nucleus-ядро). При известных условиях (например, когда избыток нейтронов в ядре приводит к его неустойчивости) нейтрон может превращаться в протон, одновременно «рождая» электрон. Этот процесс можно изобразить схемой

Нейтрон протон + электрон n p + e-

Таким образом, при -распаде один из нейтронов, входящих в состав ядра, превращается в протон; возникающий при этом электрон вылетает из ядра , положительный заряд которого на единицу возрастает .

Возможно также превращение протона в нейтрон в соответствии со схемой

Протон нейтрон + позитрон p n + e+

Позитрон (е+) – элементарная частица с массой , равной массе электрона, но несущая положительный заряд; по абсолютной величине заряды электрона и позитрона одинаковы.

***Атом*** *–* ***это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов****.*

***атом***

**ядро электронная оболочка**

состоит из **нуклонов:** состоит из электронов (е-)

**протонов(р+)** и **нейтронов(n0)**

 **изотоп** (из двух греч.изос –«один» и топос – «место», обозначает «занимающий одно место») **–** разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число. Свойства изотопов большинства элементов одинаковы.

12С 13С 14С 16О 17О 18 О 39К 40К 35Сl 37Сl 39Аr 40Аr

А изотопы водорода сильно различаются по свойствам из-за резкого кратного увеличения их Аr ; им даже присвоены индивидуальные названия и химические знаки: **протий**- 1Н, **дейтерий-** 2 Н или 2D;**тритий**-3Н или 3Т.

**Относительная атомная масса (Аr) химического элемента** ***равна среднему значению масс всех его природных изотопов с учетом их распространенности.*** Например, хлор имеет два изотопа: 35Сl (75,5%) и 37Сl (24,5%).

Его относительная атомная масса:

Аr(Cl) =(35\*0,7553)+(37\*0,2447)=35,45.

Явление изотопии позволяет объяснить причину некоторых отклонений атомных масс элементов : К – Аr , Со – Ni, Те –I.

Изотопное содержание калия 39К (93%) выше, чем более тяжелого изотопа 41К , а у аргона, наоборот, тяжелый изотоп 40Аr составляет 99%. Отсюда у аргона ,элемента с порядковым номером 18, относительная атомная масса больше, чем у элемента с порядковым номером 19.

Изотопы известны для всех химических элементов. Наибольшее число изотопов имеют элементов с порядковым номером Z от 40 до 56.

Все изотопы делятся на стабильные (устойчивые) и нестабильные (радиоактивные).

**Химический элемент – совокупность его изотопов.**

Свойства электронов описываются **законами микромира**. Экспериментально и теоретически установлено, что электроны как микрочастицы обладают двойственной природой, т.е. для них характерны свойства как частицы (имеют определенную массу, размеры и т.д.) , так и волны (не имеют траектории движения, определенного положения в пространстве и обладают другими волновыми свойствами).

*Быстро движущийся электрон может находиться в любой точке пространства, окружающего ядро атома, и на разном удалении от него. Поэтому принято говорить о вероятности пребывания электрона в той или иной части внутриатомного пространства. Для характеристики состояния электронов в атоме введено понятие* ***«электронное облако»*** *, основную часть которого называют* ***атомной орбиталью****.*

***Орбиталь (электронное облако)*** *–* **пространство вокруг ядра атома, в котором наиболее вероятно нахождение электрона.**

В нем заключено приблизительно 90% электронного облака, и это означает, что около 90% времени электрон находится в этой части пространства.

Графически Орбиталь изображают или в виде клеточки, или горизонтальной черточкой, а электрон – в виде стрелки. ↑

По форме различают 4 известных типа орбиталей, которые обозначают латинскими буквами s, p, d, f.

S p d

 f

Важнейшей характеристикой движения электрона на определенной орбитали является Q его связи с ядром. Электроны, обладающие близкими значениями Q , образуют единый ***электронный слой***, или ***энергетический уровень***. Энергетические уровни нумеруют, начиная от ядра: 1,2,3,4,5,6,7.

**Главное квантовое число** – целое число n , обозначающее номер энергетического уровня.

|  |
| --- |
|  N = 2n2  |

 где N –максимальное число электронов,

 n – Номер уровня или **главное квантовое число**.

На первом, ближайшем к ядру энергетическом уровне может находиться не более **2** электронов;

На втором – не более **8**;

На третьем – не более **18**;

На четвертом – не более **32**.

**Завершенные энергетические уровни** – энергетические уровни, содержащие максимальное число электронов. Они обладают *повышенной устойчивостью и стабильностью.*

**Незавершенные энергетические уровни** – энергетические уровни, содержащие меньшее число электронов.

***Одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяется, поэтому периодически повторяются и свойства химических элементов. Эта закономерность отражена в названии Периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева.***

Начиная со второго энергетического уровня (n =2) , каждый из уровней подразделяются на **подуровни (подслои)**, несколько отличающиеся друг от друга Q связи с ядром.

Число подуровней равно значению главного квантового числа :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| n =1 1 | n =2 2 | n =3 3 | n =4 4 |

**s -подуровень** -первый, ближайший к ядру атома подуровень каждого энергетического уровня, состоит из одной s –обитали;

**p –подуровень** –второй подуровень каждого , кроме первого , энергетического уровня, состоит из трех p – орбиталей;

**d –подуровень** – третий подуровень каждого, начиная с третьего, энергетического уровня, состоит из пяти d– орбиталей;

**f –подуровень** – каждого, начиная с четвертого, энергетического уровня, состоит из семи f – орбиталей.

**Схема строения электронных оболочек атомов:**

1. *Определить общее число электронов на оболочке по порядковому номеру элемента;*
2. *Определить число энергетических уровней в электронной оболочке по номеру периода;*
3. *Определить число электронов на каждом энергетическом уровне (на 1-м – не больше 2; на 2-м – не более 8; на внешнем уровне число электронов равно номеру группы – для элементов главных подгрупп).*

***Неспаренные электроны*** – если на орбитали находится один электрон.

***Спаренные электроны*** – если есть электроны с противоположными спинами.

**Принцип минимума энергии**: *е-  поступает на ту Орбиталь, Q которой минимальна.*

1s<2s<2p<3s<3p<4s<3d<4p<5s<4d<5p<6s<5d 4f 5d<6p<7s<6d 5f 6d<7p

(*в соответствии с правилом Клечковского).*

**Принцип Клечковского**: *порядок заполнения энергетических состояний определяется стремлением атома к минимальному значению суммы главного и побочного квантовых чисел, причем в пределах фиксированного значения (n + l) в первую очередь заполняются состояния, отвечающие минимальным значениям n.*

**Принцип (запрет) Паули**: *в атоме не может быть двух е- с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел. На одной орбитали может находиться только два е- с противоположными спинами*.

**Принцип Гунда**: *е- занимают одинаковые орбитали так, чтобы суммарное спиновое число их было максимальным*.

**Валентные возможности атомов химических элементов.**

**Валентность** – *способность атомов элементов образовывать химические связи.*

***Валентность атома химического элемента определяется в первую очередь числом Неспаренные электронов, принимающих участие в образовании химической связи.***

**Валентные электроны** – *электроны, принимающие участие в образовании химической связи.* Валентные электроны атомов элементов главных подгрупп расположены на s- и p- орбиталях ***внешнего электронного слоя***. У элементов побочных подгрупп, кроме лантаноидов и актиноидов, валентные электроны расположены на s-орбитали ***внешнего*** и d-орбиталях ***предвнешнего слоев.***

*Валентные электроны – это Неспаренные электроны внешнего электронного слоя или способные распариться и разместиться на свободных орбиталях внешнего (предвнешнего) электронного слоя****.***

***У атомов инертных элементов*** *все е- спарены. Они химически инертны.*

***У атомов Ме и неМе*** *в валентных электронных слоях имеются Неспаренные е- , а в ряде случаев и свободные орбитали. Такие атомы реакционноспособны, т.е. способны образовывать химические связи.*

*Для невозбужденного (основного, или стационарного) состояния атома*

15Р 1s2 2s2 2p6 3s2 3p3 3d0

Атом в возбужденном (т.е. получившего дополнительную Q, в результате чего происходит распаривание электронов внешнего слоя и переход их на свободные орбитали) состоянии.

15Р 1s2 2s2 2p6 3s2 3p3 3d0  +Q 15Р\* 1s2 2s2 2p6 3s1 3p3 3d1

**Разъединение спаренных е-** требует затрат Q ,так как спаривание электронов сопровождается понижением потенциальной Q атомов. Вместе с тем **расход Q на перевод атома в возбужденное состояние** компенсируется энергией, выделяющейся при образовании химических связей неспаренными электронами.

Затраты Q на возбуждение атомов углерода (400 кДж/моль) с избытком компенсируются энергией, выделяющейся при образовании двух дополнительных ковалентных связей (720 кДж/моль).

**Валентные возможности атомов химических элементов определяются**:

 *1) числом неспаренных е- (одноэлектронных орбиталей);*

*2) наличием свободных орбиталей;*

*3) наличием неподеленных пар электронов.*

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

**Предпосылки открытия Периодического закона.** (см. методическое пособие).

***Направление поиска связи элементов.***

***предшественники Д.И.Менделеева Д.И.Менделеев***

|  |  |
| --- | --- |
| *рассмотрение групп сходных элементов* | *рассмотрение всей совокупности известных элементов и их свойств* |

|  |  |
| --- | --- |
| *нахождение общих признаков групп элементов и изменения их свойств в группах* | *обнаружение свойственной всем элементам закономерности периодического изменения их свойств* |
|  |  |
| *выделение групп сходных элементов и отдельных периодов* | *построение системы элементов на основе найденной общей закономерности* |

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

Д.И.Менделеев в своем открытии опирался на следующие исходные положения:

* *Общее неизменное свойство атомов всех химических элементов – их атомная масса;*
* *Свойства элементов зависят от их атомных масс;*
* *Форма этой зависимости – периодическая.*

***В периоде свойства химических элементов и образованных ими веществ закономерно изменяются:***

1. *Металлические свойства элементов (щелочные металлы) в периоде ослабевают, а неметаллические усиливаются (галогены).*

*Na Mg Al Si P S Cl Ar*

Ar элементов возрастает

Усиление металлических свойств

Усиление неметаллических свойств

1. *Значение СО атомов элементов в высших оксидах возрастает от +1 до +7 (только для Os и Ru).*
2. *Значение СО атомов элементов в гидридах (соединения МЕ с водородом) и в летучих водородных соединениях возрастает от +1 до +3, а затем от -4 до -1.*

LiH BeH2  BH3 CH4 NH3 H2O HF

1. *Основные оксиды элементов начала периода сменяет амфотерный оксид и далее – кислотные , свойства которых усиливаются*:

Na2O MgO Al2O3  SiO2 P2O5  SO3 Cl2O7

Основные амфотерные кислотные

Оксиды Оксиды Оксиды

1. *Гидроксиды – основания от щелочей через амфотерные гидроксиды сменялись кислотами.*

*NaOH Mg(OH)2* Al(OH)3  H2SiO3  *H3PO3  H2SO4 HClO3*

*Щелочь основание амфотерный слабая кислота сильная очень*

 *Гидроксид кислота средней кислота сильная*

 *Силы кислота*

На основании этих наблюдений Д.И.Менделеев сформулировал Периодический закон. Это **первая формулировка**.

***Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от их относительных атомных масс***. (1 марта 1869 год).

Кроме горизонтальной периодичности существует также вертикальная (по группам) и диагональная.

**В вертикальных столбцах таблицы( группах)** располагаются элементы, обладающие сходными свойствами. Поэтому каждая вертикальная группа представляет собой как бы естественное семейство элементов. Всего их 8.

Например, щелочные металлы – 1группа, галогены -7 группа.

1. *В группах (главных подгруппах) с ростом порядковых номеров элементов усиливаются металлические свойства образуемых ими простых веществ , а ослабевают неметаллические свойства;*
2. *Усиливается основной характер оксидов и гидроксидов;*
3. *Уменьшается прочность летучих водородных соединений и соответственно увеличиваются их кислотные свойства.*

**Диагональная периодичность:**

Сходство в свойствах между простыми веществами и соединениями, образованными химическими элементами , расположенными по диагонали .

Это связано с тем, что нарастание неметаллических свойств в периодах ( от Na к Cl) приблизительно уравновешивается эффектом увеличения металлических свойств в группах сверху вниз.

По химических свойствам элементы по диагонали больше похожи , чем с соседними. Например, Li c Mg, Be c Al, B c Si и т.д.

Лучше всего диагональную периодичность свойств неметаллов характеризует диагональ B – Si – As – Te – At. Эта диагональ условно делит элементы на металлы и неметаллы.

А диагонали Al – Ge – Sb, Zn – In – Pb - это элементы , оксиды и гидроксиды которых обладают амфотерными свойствами.

**Периодический закон и строение атома.**

Впервые **физический смысл порядкого (атомного) номера** раскрыл голландец Ван – ден – Брук . Он теоретически доказал, что **порядковый номер** **химического элемента равен заряду ядра его атома**. А экспериментально подтверждена англичанином Г. Мозли.

Поэтому открытие сложного строения атомов, а затем изотопов и закона Мозли, суть которого в том, что заряд атомного ядра каждого элемента в Периодической системе возрастает на 1 по сравнению с зарядом ядра предыдущего элемента, потребовало уточнения первой формулировки Периодического закона.

**Вторая формулировка** :

***Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.***

**Периодическая система и строение атома*.***

Периодическая система – это графическое отображение Периодического закона.

Каждое обозначение в Периодической системе отражает какую- либо ***особенность или закономерность в строении атомов элементов:***

* Физический смысл номера: элемента, периода, группы;
* Причины изменения свойств элементов и образованных ими веществ по горизонтали (в периодах) и по вертикали (в группах):

**В пределах одного и того же периода** металлические свойства ослабевают, а неметаллические – усиливаются , т.к.:

1. Увеличиваются заряды атомных ядер;
2. Растет число электронов на внешнем уровне;
3. Число энергетических уровней постоянно;
4. Радиус атома уменьшается.

**В пределах одной и той же группы ( в главной подгруппе**) металлические свойства усиливаются , неметаллические свойства – ослабевают, т.к.:

Увеличиваются заряды атомных ядер;

Число электронов на внешнем уровне постоянно;

Растет число энергетических уровней;

Увеличивается радиус атома.

* Причины более медленного изменения этих свойств в больших периодах (появление трех вставных декад d –элементов);
* Причины еще более медленного изменения свойств элементов и образованных ими веществ в сверхбольших ( 6-м незавершенном 7-м периоде) – причины химической идентичности у лантаноидов и актиноидов.

 **Третья причинно- следственная формулировка Периодического закона**:

**Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от периодичности в изменении внешних электронных структур их атомов.**

**Современная формулировка Периодического закона:**

**Свойства элементов, а также формы и свойства, образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.**

**Значение Периодического закона и Периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева.**

На их основе ученые**:**

1. **систематизировали и обобщили все сведения о химических элементах и образуемых ими веществах;**
2. **Дали обоснование различным видам периодической зависимости, существующим в мире химических элементов, объяснив их на основе строения атомов элементов;**
3. **Предсказали , описали свойства еще не открытых химических элементов и образованных ими веществ, а также указали пути их открытия.**

**Химическая связь.**

**Химическая связь - это сила, соединяющая два или несколько взаимодействующих атомов в молекулы или другие частицы.**

***Причиной образования химической связи*** является стремление атомов Ме и неМе путем взаимодействия с другими атомами достичь более устойчивой электронной структуры, подобной структуре инертных элементов.

*При образовании химической связи существенно перестраиваются электронные структуры связывающих атомов, а следовательно, меняются их свойства в соединениях.*

*Химические связи между атомами возникают в ходе химических реакций. Они весьма разнообразны.*

***Энергия Ионизации*** *– это энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее слабо связанного с ним электрона.*

***Сродство к электрону*** *– энергия, которая выделяется при присоединении одного электрона к атому.*

***Электроотрицательность***  *- это способность атомов химического элемента оттягивать на себя общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.*

***ЭО*** *можно охарактеризовать как меру неметалличности химических элементов.*

***В периоде ЭО*** *с увеличением порядкового номера* ***возрастает,***

***В группе ЭО***  *с увеличением порядкового номера* ***уменьшается****.*

*Отдавая е- , атом превращается в* ***положительно заряженный ион.***

*Принимая е-, атом превращается в* ***отрицательно заряженный ион****.*

***Химические связи****: ионная связь; ковалентно - полярная ; ковалентно- неполярная; металлическая .*

***Ионная связь*** - химическая связь, возникающая между ионами.

*Ионная связь возникает между сильными Ме и сильными неМе.*

**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1 ПО ТЕМЕ «АТОМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ»**

**ВАРИАНТ 1**

1. а) Расположите химические элементы в порядке возрастания

металлических свойств: Rb ,Li ,K

б) Расположите химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: Si, P, Mg

2. Определить вид химической связи для следующих веществ: O2, Na, KCl, H2S. Составить схемы образования любых двух видов связи.

3. Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов хлора

37 Cl 35 Cl и кислорода 17О 18О.

1. Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням: 2,8,2; 2,2; 2,8,6. Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).
2. Что такое изотопы?

**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1 ПО ТЕМЕ «АТОМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ»**

**ВАРИАНТ 2**

1. а) Расположите химические элементы в порядке возрастания

металлических свойств: Al, P, Mg

б) Расположите химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: F, I, Br

2. Определить вид химической связи для следующих веществ: N2, Ca, NaCl, SO2. Составить схемы образования любых двух видов связи.

3. Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов аргона:

 39Ar 40Ar и калия 39K 40K.

4.Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням: 2,8,5; 2; 2,8,3. Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).

5. Что такое электронное облако или орбиталь?

**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1 ПО ТЕМЕ «АТОМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ»**

**ВАРИАНТ 3**

1. а) Расположите химические элементы в порядке возрастания металлических свойств: Ge, Pb, Si

б) Расположите химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: S, Al, P

2. Определить вид химической связи для следующих веществ: F2, Li, MgCl2, SCl2. Составить схемы образования любых двух видов связи.

3. Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов фосфора:

 30Р 31Р и неона 20Ne 21Ne.

4.Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням: 2,8,7; 2,6; 2,8,1. Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).

5. Дайте определение электроотрицательности?

**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1 ПО ТЕМЕ «АТОМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ»**

**ВАРИАНТ 3**

1. а) Расположите химические элементы в порядке возрастания металлических свойств: Ge, Pb, Si

б) Расположите химические элементы в порядке возрастания неметаллических свойств: S, Al, P

2. Определить вид химической связи для следующих веществ: F2, Li, MgCl2, SCl2. Составить схемы образования любых двух видов связи.

3. Определите число протонов, нейтронов и электронов для изотопов фосфора:

 30Р 31Р и неона 20Ne 21Ne.

4.Назовите химические элементы, а также определите заряды ядер этих атомов, зная распределение электронов по энергетическим уровням: 2,8,7; 2,6; 2,8,1. Определите, к какому типу элементов, они относятся (металлы или неметаллы).

5. Дайте определение электроотрицательности?

**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА**

**ВАРИАНТ №1**

1. ДАЙТЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИЗОМЕРИИ (ПРИВЕДИТЕ ПРИМЕР).
2. НАПИШИТЕ ВСЕ ВОЗМОЖНЫЕ ИЗОМЕРЫ ГЕПТАНА.
3. НАПИШИТЕ СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ СЛЕДУЮЩИХ СОЕДИНЕНИЙ:

а ) 2,2,3,3-тетраметилпропан;

б ) 2,2,5-триметилгексен-3;

в ) 2,7-диметилоктадиен-3,5.

4.ДАЙТЕ НАЗВАНИЯ СЛЕДУЮЩИМ СОЕДИНЕНИЯМ:

**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА**

**ВАРИАНТ №2**

1.ДАЙТЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИЗОМЕРУ (ПРИВЕДИТЕ ПРИМЕР).

2. НАПИШИТЕ ВСЕ ВОЗМОЖНЫЕ ИЗОМЕРЫ НОНАНА.

3.НАПИШИТЕ СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ СЛЕДУЮЩИХ СОЕДИНЕНИЙ:

а ) 2-метилгептен-1;

б ) 2,6-диметил-4-этилгекптан;

в ) 2,5-диметилгексадиен-1,5.

4.ДАЙТЕ НАЗВАНИЯ СЛЕДУЮЩИМ СОЕДИНЕНИЯМ:

**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА**

**ВАРИАНТ №3**

1.ДАЙТЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ ГОМОЛОГАМ (ПРИВЕДИТЕ ПРИМЕР).

2.НАПИШИТЕ ВСЕ ВОЗМОЖНЫЕ ИЗОМЕРЫ ОКТАНА.

3.НАПИШИТЕ СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ СЛЕДУЮЩИХ СОЕДИНЕНИЙ:

а ) 2,2,3,3-тетраметилпропан;

б ) 2,2,5-триметилгексен-3;

в ) 2,7-диметилоктадиен-3,5.

4.ДАЙТЕ НАЗВАНИЯ СЛЕДУЮЩИМ СОЕДИНЕНИЯМ:

**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА**

**ВАРИАНТ №4**

1.ДАЙТЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ ГОМОЛОГИЧЕСКОЙ РАЗНОСТИ (ПРИВЕДИТЕ ПРИМЕР).

2.НАПИШИТЕ ВСЕ ВОЗМОЖНЫЕ ИЗОМЕРЫ ГЕКСАНА.

3.НАПИШИТЕ СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ СЛЕДУЮЩИХ СОЕДИНЕНИЙ:

а ) 2,6-диметил-2-хлороктан;

б ) 2,3,4-триметилпентен-1;

в ) 3-метилоктатриен-1,4,6.

4.ДАЙТЕ НАЗВАНИЯ СЛЕДУЮЩИМ СОЕДИНЕНИЯМ:

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№2.

**ВАРИАНТ 1**

1. Определить вид химической связи для следующих веществ: O2, Na, KCl, H2S. Составить схемы образования любых двух видов связи.

2.Определите тип гибридизации центрального атома углерода в алканах, изобразите геометрию молекулы (дайте название), валентный угол. Приведите пример.

3. К какому типу дисперсных систем относятся: крахмальный клейстер, дым, помада, раствор сахара? Дайте определение золей?

4. Основные положения теории А.М.Бутлерова.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№2.

**ВАРИАНТ 2**

1.Определить вид химической связи для следующих веществ: N2, Ca, NaCl, SO2. Составить схемы образования любых двух видов связи.

2.Определите тип гибридизации центрального атома углерода в алкенах, изобразите геометрию молекулы (дайте название), валентный угол. Приведите пример.

3. К какому типу дисперсных систем относятся: молоко, туман, раствор белка, цитоплазма живой клетки)? Чем гели отличаются от золей?

4. Основные положения теории А.М.Бутлерова.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№2.

**ВАРИАНТ 3**

1.Определить вид химической связи для следующих веществ: F2, Li, MgCl2, SCl2. Составить схемы образования любых двух видов связи.

2.Определите тип гибридизации центрального атома углерода в алкинах, изобразите геометрию молекулы (дайте название), валентный угол. Приведите пример.

3. К какому типу дисперсных систем относятся: речной ил, взвешенный в воде, плазма крови, пыль, желатин. Дайте определение взвеси?

4. Основные положения теории А.М.Бутлерова.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№2.

**ВАРИАНТ 1**

1. Какое количество вещества оксида кальция СаО имеет массу 140 г?
2. Рассчитайте массу и объем углекислого газа СО2 количеством вещества 2,2 моль.
3. Положение металлов в периодической системе, особенности их электронного строения. Общие физические свойства металлов. Составить электронные формулы кальция, лития и алюминия.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№2.

**ВАРИАНТ 2**

1. Вычислить массу 8 моль сероводорода Н2S.
2. Рассчитайте массу и объем фтора F2 количеством вещества 1,5 моль.
3. Положение неметаллов в периодической системе, особенности их электронного строения. Физические свойства металлов. Аллотропия. Составить электронные формулы азота, серы, аргона.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№2.

**ВАРИАНТ 3**

1. Определите массу иодида натрия NaI количеством вещества 0,6 моль.
2. Вычислить массу, объем и количество вещества озона О3, содержащего 1,2\*10 23молекул.
3. Приведите примеры относительности деления простых веществ на металлы и неметаллы. Составить электронные формулы бора, хлора, неон.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№2.

**ВАРИАНТ 4**

1. Какое количество вещества содержится в оксиде серы (VI) SO4  массой 12 г?
2. Сколько структурных единиц содержится в молекулярном иоде I2 массой 50,8 г?
3. Особенности электронного строения атомов металлов и неметаллов. Составить электронные формулы калия, кремния, кислорода.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№1.

**ВАРИАНТ 1**

1. Опишите способы получения и химические свойства предельных углеводородов (алканов).
2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений. При необходимости укажите условия проведения реакций. Назовите все органические вещества.

СН4 ---------- НС=СН--------------С6 Н 6--------С6Н5NO2

1. Органическое вещество содержит углерод (массовая доля 84,21%) и водород (15,79%) . плотность паров вещества по воздуху составляет 3,93. Определите формулу этого вещества. Напишите структурные формулы изомеров этого органического соединения и назовите их .

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№1.

**ВАРИАНТ 2**

1. Опишите способы получения и химические свойства алкенов.
2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений. При необходимости укажите условия проведения реакций. Назовите все органические вещества.

СН4---------СН3Вr------------СН3-СН3---------СН2=СН2

1. Массовая доля углерода в углеводороде составляет 83,33%. Плотность паров углеводорода по водороду равна 36. Определите формулу углеводорода. Сколько он имеет изомеров? Напишите структурные формулы этих изомеров и назовите их .

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№1.

**ВАРИАНТ 3**

1. Опишите способы получения и химические свойства алкинов.
2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений. При необходимости укажите условия проведения реакций. Назовите все органические вещества.

СН3-СН2-ОН-------СН2=СН2--------СН3-СН3------СН3-СН2Сl

1. Массовые доли углерода и водорода в молекуле органического вещества равны соответственно 82,75% и 17,25%, DH2 =29. Определите формулу углеводорода. Сколько он имеет изомеров? Напишите структурные формулы этих изомеров и назовите их .

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА№1.

**ВАРИАНТ 4**

1. Опишите способы получения и химические свойства аренов.
2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений. При необходимости укажите условия проведения реакций. Назовите все органические вещества.

СН2=СН2-----------СН2Вr -СН2Вr ------------НС=СН--------СН3-С=О

 Н

1. Вещество содержит углерод с массовой долей 84,21% и водород с массовой долей 15,79% и имеет относительную плотность паров по воздуху 3,93. Установите молекулярную формулу. Сколько он имеет изомеров? Напишите структурные формулы этих изомеров и назовите их.

Самостоятельная работа по теме «соединения химических элементов»

Вариант 1

1. Назовите следующие вещества: SO3 , Al2O3, MnO2 , HNO2 , H2CO3 , HCl , LiOH , Pb (OH)2 , Co (OH)3 , Na2SO4 , FeSiO3 , Cr (NO3)3 .
2. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: NO2 , Al(OH)3 , Н3РО4 , Ва (NO3)3 .
3. Напишите молекулярные формулы соединений: оксида хлора (I), оксида фосфора(V), сернистой кислоты, сероводородной кислоты, нитрата алюминия, гидроксида магния.

Самостоятельная работа по теме «соединения химических элементов»

Вариант 2

1. Назовите следующие вещества: СuO, Mn2O7 , N2O5 , HNO3 , H2SO3 , H2S ,

Fe (OH)2 , NaOH , Al(OH)3 , Ca3 (PO4)2 , ZnI2 , Mg (NO2)2 .

1. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях:

СоО , Fe (OH)3  , СuОН , H2SO4 .

1. Напишите молекулярные формулы соединений: оксида серебра (I), оксида железа (III), серной кислоты, азотистой кислоты, силиката

свинца , гидроксида хрома(II).

Самостоятельная работа по теме «соединения химических элементов»

Вариант 3

1. Назовите следующие вещества: PbO2 , P2O3 , K2O, H2SO4 , H2SiO3 , H3PO4 , Mn (OH)3 , Mg (OH)2 , Sr (OH)2 , Al2 (SO4)3 , Na2SO3 , HgS.
2. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: Mn2O3 , Cr2(SO4)3 , H2SiO3 , Sn(OH)2 .
3. Напишите молекулярные формулы соединений: оксида иода (VII), оксида цезия (I), сернистой кислоты, иодоводородной кислоты, гидроксида бария, фосфата магния.

Тест на темы : «Карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры. »

Предельные одноосновные карбоновые кислоты имеют общую формулу: