**07.12.2020г.**

**Тема: Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.**

**Задание: Ознакомиться с лекцией. Конспект в тетрадь.**

**Состав атома.**

Атом состоит из **атомного ядра** и **электронной оболочки**.

Ядро атома состоит из протонов (*p+*) и нейтронов (*n*0). У большинства атомов водорода ядро состоит из одного протона.

Число протонов *N*(*p+*) равно заряду ядра (*Z*) и порядковому номеру элемента в естественном ряду элементов (и в периодической системе элементов).

*N*(*p*+) = *Z*

Сумма числа нейтронов *N*(*n*0), обозначаемого просто буквой *N*, и числа протонов *Z* называется **массовым числом** и обозначается буквой *А*.

*A* = *Z* + *N*

Электронная оболочка атома состоит из движущихся вокруг ядра электронов (*е*-).

Число электронов *N*(*e*-) в электронной оболочке нейтрального атома равно числу протонов *Z* в его ядре.

Масса протона примерно равна массе нейтрона и в 1840 раз больше массы электрона, поэтому масса атома практически равна массе ядра.

Форма атома - сферическая. Радиус ядра примерно в 100000 раз меньше радиуса атома.

**Химический элемент** - вид атомов (совокупность атомов) с одинаковым зарядом ядра (с одинаковым числом протонов в ядре).

**Изотоп** - совокупность атомов одного элемента с одинаковым числом нейтронов в ядре (или вид атомов с одинаковым числом протонов и одинаковым числом нейтронов в ядре).

Разные изотопы отличаются друг от друга числом нейтронов в ядрах их атомов.

Обозначение отдельного атома или изотопа:  (Э - символ элемента), например: .

**Строение электронной оболочки атома**

**Атомная орбиталь** - состояние электрона в атоме. Условное обозначение орбитали - . Каждой орбитали соответствует электронное облако.

Орбитали реальных атомов в основном (невозбужденном) состоянии бывают четырех типов: *s*, *p*, *d* и *f*.

**Электронное облако** - часть пространства, в которой электрон можно обнаружить с вероятностью 90 (или более) процентов.

*Примечание*: иногда понятия "атомная орбиталь" и "электронное облако" не различают, называя и то, и другое "атомной орбиталью".

Электронная оболочка атома слоистая. **Электронный слой** образован электронными облаками одинакового размера. Орбитали одного слоя образуют **электронный ("энергетический") уровень**, их энергии одинаковы у атома водорода, но различаются у других атомов.

Однотипные орбитали одного уровня группируются в **электронные (энергетические)** подуровни:
*s*-подуровень (состоит из одной *s*-орбитали), условное обозначение - .
*p*-подуровень (состоит из трех *p*-орбиталей), условное обозначение - .
*d*-подуровень (состоит из пяти *d*-орбиталей), условное обозначение - .
*f*-подуровень (состоит из семи *f*-орбиталей), условное обозначение - .

Энергии орбиталей одного подуровня одинаковы.

При обозначении подуровней к символу подуровня добавляется номер слоя (электронного уровня), например: 2*s*, 3*p*, 5*d* означает *s*-подуровень второго уровня, *p*-подуровень третьего уровня, *d*-подуровень пятого уровня.

Общее число подуровней на одном уровне равно номеру уровня *n*. Общее число орбиталей на одном уровне равно *n*2. Соответственно этому, общее число облаков в одном слое равно также *n*2.

Обозначения:  - свободная орбиталь (без электронов),  - орбиталь с неспаренным электроном,  - орбиталь с электронной парой (с двумя электронами).

Порядок заполнения электронами орбиталей атома определяется тремя законами природы (формулировки даны упрощенно):

1. Принцип наименьшей энергии - электроны заполняют орбитали в порядке возрастания энергии орбиталей.

2. Принцип Паули - на одной орбитали не может быть больше двух электронов.

3. Правило Хунда - в пределах подуровня электроны сначала заполняют свободные орбитали (по одному), и лишь после этого образуют электронные пары.

Общее число электронов на электронном уровне (или в электронном слое) равно 2*n*2.

Распределение подуровней по энергиям выражается рядом (в прядке увеличения энергии):

1*s*, 2*s*, 2*p*, 3*s*, 3*p*, 4*s*, 3*d*, 4*p*, 5*s*, 4*d*, 5*p*, 6*s*, 4*f*, 5*d*, 6*p*, 7*s*, 5*f*, 6*d*, 7*p* ...

Наглядно эта последовательность выражается энергетической диаграммой:



Распределение электронов атома по уровням, подуровням и орбиталям (электронная конфигурация атома) может быть изображена в виде электронной формулы, энергетической диаграммы или, упрощенно, в виде схемы электронных слоев ("электронная схема").

Примеры электронного строения атомов:





**Валентные электроны** - электроны атома, которые могут принимать участие в образовании химических связей. У любого атома это все внешние электроны плюс те предвнешние электроны, энергия которых больше, чем у внешних. Например: у атома Ca внешние электроны - 4*s*2, они же и валентные; у атома Fe внешние электроны - 4*s*2, но у него есть 3*d*6, следовательно у атома железа 8 валентных электронов. Валентная электронная формула атома кальция - 4*s*2, а атома железа - 4*s*23*d*6.

**Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева
(естественная система химических элементов)**

**Периодический закон химических элементов** (современная формулировка): свойства химических элементов, а также простых и сложных веществ, ими образуемых, находятся в периодической зависимости от значения заряда из атомных ядер.

**Периодическая система** - графическое выражение периодического закона.

**Естественный ряд химических элементов** - ряд химических элементов, выстроенных по возрастанию числа протонов в ядрах их атомов, или, что то же самое, по возрастанию зарядов ядер этих атомов. Порядковый номер элемента в этом ряду равен числу протонов в ядре любого атома этого элемента.

Таблица химических элементов строится путем "разрезания" естественного ряда химических элементов на **периоды** (горизонтальные строки таблицы) и объединения в группы (вертикальные столбцы таблицы) элементов, со сходным электронным строением атомов.

В зависимости от способа объединения элементов в группы таблица может быть **длиннопериодной** (в группы собраны элементы с одинаковым числом и типом валентных электронов) и **короткопериодной** (в группы собраны элементы с одинаковым числом валентных электронов).

Группы короткопериодной таблицы делятся на подгруппы (**главные** и **побочные**), совпадающие с группами длиннопериодной таблицы.

У всех атомов элементов одного периода одинаковое число электронных слоев, равное номеру периода.

Число элементов в периодах: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32. Большинство элементов восьмого периода получены искусственно, последние элементы этого периода еще не синтезированы. Все периоды, кроме первого начинаются с элемента, образующего щелочной металл (Li, Na, K и т. д.), а заканчиваются элементом, образующим благородный газ (He, Ne, Ar, Kr и т. д.).

В короткопериодной таблице - восемь групп, каждая из которых делится на две подгруппы (главную и побочную), в длиннопериодной таблице - шестнадцать групп, которые нумеруются римскими цифрами с буквами А или В, например: IA, IIIB, VIA, VIIB. Группа IA длиннопериодной таблицы соответствует главной подгруппе первой группы короткопериодной таблицы; группа VIIB - побочной подгруппе седьмой группы: остальные - аналогично.

Характеристики химических элементов закономерно изменяются в группах и периодах.

В периодах (с увеличением порядкового номера)

* увеличивается заряд ядра,
* увеличивается число внешних электронов,
* уменьшается радиус атомов,
* увеличивается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации),
* увеличивается электроотрицательность,
* усиливаются окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"),
* ослабевают восстановительные свойства простых веществ ("металличность"),
* ослабевает основный характер гидроксидов и соответствующих оксидов,
* возрастает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

В группах (с увеличением порядкового номера)

* увеличивается заряд ядра,
* увеличивается радиус атомов (только в А-группах),
* уменьшается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации; только в А-группах),
* уменьшается электроотрицательность (только в А-группах),
* ослабевают окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"; только в А-группах),
* усиливаются восстановительные свойства простых веществ ("металличность"; только в А-группах),
* возрастает основный характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах),
* ослабевает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов (только в А-группах),
* снижается устойчивость водородных соединений (повышается их восстановительная активность; только в А-группах).

**09.12.2020г.**

**Практическая работа №3**

**Тема:** Реакции, идущие с образованием газа, осадка и воды.

**Цель:** Овладение умениями проведения различных типов химических реакций, с соблюдением правил техники безопасности.

**Задача:** Закрепление знаний по теме «Химические реакции».

**1.Посмотреть видео опытов** [**https://www.youtube.com/**](https://www.youtube.com/)

**2. Ответить на контрольные вопросы.**

**3. Сформулировать вывод.**

**Реактивы и оборудование:** Штатив с пробирками, держатель, растворы NaOH, H2SO4,CuSO4, Na2CO3, NH4Cl, Na2SO4, ZnSO4, BaCl2, Na и вода.

**Теоретические основы**

Необратимые реакции протекают до конца, если выполняется три условия: выпадает осадок, образуется газообразное вещество и образуется малодиссоциирующее вещество (вода).

Образование осадка.

 NaCl + AgNO3 = AgCl↓ + NaNO3 молекулярное уравнение

Na+ + Cl- + Ag+ + NO3- = AgCl↓ + Na+ + NO3— полное ионное уравнение

Ag+ + Cl- = AgCl↓ сокращенное ионное уравнение

Образование газообразного вещества.

(NH4)2S + 2HCl = 2NH4Cl + H2S↑

2NH4+ + S2- + 2H+ + 2Cl- = 2NH4+ + 2Cl- + H2S↑

2H+ + S2- = H2S↑

Образование воды.

H2SO4 + 2KOH = K2SO4 + 2H2O

2H+ + SO42- + 2K+ + 2OH- = 2K+ + SO42- + 2H2O

2H+ + 2OH- = 2H2O

**Ход выполнение работы.**

1.Реакции, идущие с образованием газа

1.1. В пробирку поместите 2 мл раствора соли NH4Cl и прилейте такое же количество щелочи NaOH. Пробирку нагрейте до появления запаха аммиака. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

1.2. В пробирку поместите 2 мл раствора соли Na2CO3 и прилейте 1 мл раствора

серной кислоты. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

1.3. В пробирку поместите 2 мл воды и опустите небольшой кусочек натрия. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

2. Реакции, идущие с образованием осадка

2.1. В пробирку поместите 2 мл раствора соли CuSO4 и прилейте 4мл раствора NaOH.

Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

2.2. В пробирку поместите 2 мл раствора соли Na2SO4 и прилейте 2 мл раствора BaCl2 до образования осадка. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

3. Реакции, идущие с образованием воды

3.1. В пробирку поместите 2мл раствора H2SO4 и 1 каплю индикатора метилового оранжевого, затем прилейте щелочи NaOH до изменения окраски раствора. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

3.2. В пробирку поместите 2мл раствора ZnSO4 и по капелькам до образования осадка добавьте раствор щелочи NaOH. К полученному осадку прилейте H2SO4 до его растворения. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

Контрольные вопросы

1 уровень

1. При каких условиях возможны необратимые реакции?

2. Возможна ли реакция: HCl + KOH = H2O + KCl

2 уровень

1. Запишите типы химических реакций по имеющимся классификациям.

2. Допишите уравнение химической реакции: ZnCl2 + NaOH = ? +? . Почему возможна эта необратимая реакция?

3 уровень

1. Запишите типы химических реакций по имеющимся классификациям, проделанных в лабораторной работе.

2. Запишите уравнение химической необратимой реакции, которая протекает с выделением осадка.

**Вывод:**

***Время выполнения – 2часа.***

**11.12.2020г.**

**Практическая работа № 4**

**Тема:** Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от ее концентрации и природы металла. Зависимость скорости взаимодействия серной кислоты с оксидом меди (II) от температуры.

**Цель:** Овладение умениями проведения химических реакций и навыками определения зависимости скорости химической реакции от концентрации, температуры и от природы вещества.

**Задача:** Закрепление знаний по теме «Химические реакции».

**1.Посмотреть видео опытов** [**https://www.youtube.com/**](https://www.youtube.com/)

**2. Ответить на контрольные вопросы.**

**3. Сформулировать вывод.**

**Оборудование и реактивы:** Металлы Mg, Zn, Fe; растворы кислот 5% HCl, 10% HCl, 20% HCl, H2SO4; оксид CuO (II). Штатив с пробирками, держатель, горелка, градусник.

**Теоретические основы**

 Химические реакции происходят во времени и поэтому характеризуются той или иной скоростью. Многие химические реакции протекают мгновенно, т.е. превращение одних веществ в другие заканчивается в десятитысячные и миллионные доли секунды. Часто скорость одной и той же химической реакции изменяется в зависимости от условий.

 Чтобы судить о скорости химической реакции, надо знать, как изменяется концентрация в определенные промежутки времени. Концентрацию в данном случае выражают числом молей вещества, содержащегося в одном литре раствора. Если в течение промежутка времени (t) концентрации одного из реагирующих веществ уменьшилась от С1 до С2, то средняя скорость реакции за этот промежуток времени была:

V═

 Скорость химических реакций зависит от концентрации участвующих в них веществ, температуры, катализатора, природы реагирующих веществ,

 величии поверхности соприкосновения веществ.

 Давление влияет на скорость химических реакций не непосредственно, а

 через увеличение концентрации реагирующих веществ, находящихся в

газообразном состоянии.

 Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ. Этот закон, открытый Гульдбергом и Ваге в 1867 голу получил название закона действующих масс.

 Так для реакции: А + В = С

 V ═ K[A] · [Β], где

V – скорость;

К – коэффициент пропорциональности или константа скорости,

[A] и [Β] – концентрации веществ А и В.

 Константа скорости – величина постоянная для данной реакции. Она не зависит от времени и концентрации, а зависит от природы реагирующих веществ и температуры.

 Известно, что многие химические процессы значительно ускоряются при повышении температуры, рост которой усиливает скорость движения молекул, увеличивая тем самым число столкновений между ними.

 Как правило, в большинстве случаев повышение температуры на 100 скорость увеличивается от двух до четырех раз (правило Вант – Гоффа). Число, характеризующее ускорение реакции при нагревании на 100, называется температурным коэффициентом скорости.

Vt ═ Vt1 · γ , где Vt1 – скорость реакции после повышения температуры до t2

Vt – начальная скорость реакции при температуры t1

γ – температурный коэффициент реакции, т.е. число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры реагирующих веществ на 10 градусов.

В обратимых реакциях, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции называется химическим равновесием. Переход из одного состояния равновесие в другое называется смещением химического равновесия. Правило смещения химического равновесия под влиянием давления, температуры и концентрации веществ сформулировал Ле-Шателье ( принцип Ле-Шателье): Если на систему, находящуюся в равновесии, произвести внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону, препятствующее этому воздействию.

**Выполнение работы:**

1. Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы.

1.1. В пробирку поместите небольшое количество порошка Mg и прилейте 2мл

раствора HCl. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

1.2. В пробирку поместите гранулу Zn и прилейте 2мл раствора HCl. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

1.3. В пробирку поместите небольшое количество опилок Fe и прилейте 2мл раствора HCl. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции. Сформулируйте зависимость скорости химической реакции от природы вещества.

2. Зависимость скорости взаимодействия цинка с соляной кислотой от ее концентрации.

В три пробирки налить растворы: в первую 3мл серной кислоты, во вторую 2мл серной кислоты и 1мл воды, в третью 1мл кислоты и 2мл воды. В каждую пробирку опустить гранулу цинка.

Запишите наблюдения. Сформулируйте зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

3. Зависимость скорости взаимодействия серной кислоты с оксидом меди (II) от температуры.

В две пробирки поместите небольшое количество порошка CuO и прилейте 2мл раствора H2SO4 в каждую пробирку. Одну из пробирок нагрейте. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции. Сформулируйте зависимость скорости химической реакции от температуры реагирующих веществ.

**Контрольные вопросы:**

1 уровень

1. Дайте определение скорости химической реакции?

2. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.

3. Запишите выражение для скорости прямой и обратной реакции в химическом уравнении: 2SO2 + O2 ↔ 2SO3

2 уровень

1. Дайте определения закона действия масс.

2. Во сколько раз увеличится скорость в химической реакции

2SO2 + O2 ↔ 2SO3, если концентрацию реагирующих веществ увеличить в 3 раза?

3. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

3 уровень

1. Когда наступает химическое равновесие в обратимых реакциях?

2. Перечислите факторы, влияющие на смещение химического равновесия.

3. Определите, в какую сторону сместится равновесие в реакции

2SO2 + O2 ↔ 2SO3 +Q, если увеличить давление реагирующих веществ уменьшить температуру.

**Вывод:**

***Время выполнения – 2часа.***

**Выполненное задание присылать на почту:** **kseniya.voronova87@bk.ru**