**30.11.2020г.**

**Тема: Эволюция Земли. Образование планетных систем. Солнечная система.**

**Задание: Посмотреть видео** [**http://ok.ru/video/35278293732**](http://ok.ru/video/35278293732)

**Краткий конспект в тетрадь.**

***Время выполнения 2 часа.***

**02.12.2020г.**

**Раздел III. ХИМИЯ**

 **Введение**

**Тема: Химическое вещество и химическая реакция.**

**Строение электронных оболочек атома и свойства химических элементов.**

**Задание: Изучить лекцию. Конспект в тетрадь.**

**Классификация реакций**

**Химические реакции** - явления, при которых происходит разрыв одних и образование других химических связей. При этом из одних химических веществ получаются другие вещества (или другое вещество).

По изменению состава веществ реакции делятся на

1. Реакции, при которых **не происходит изменение состава веществ**

а) аллотропные превращения: С(графит)  С(алмаз); O2  O3 и др.
б) реакции изомеризация: NH4OCN  (NH2)2CO; CH3—CH2—CH2—CH3  CH3—CH(CH3)—CH3 и др.
2. Реакции, при которых **происходит изменение состава веществ** - все остальные реакции.

а) реакции соединения: S + O2 = SO2; CaO + CO2 = CaCO3; C2H4 + Br2 = C2H4Br2 и т. п.
б) реакции разложения: 2HgO = 2Hg + O2; MgCO3 = MgO + CO2; C2H5OH = C2H4 + H2O и т. п.
в) реакции замещения: Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2; CaCO3 + SiO2 = CaSiO3 + CO2; CH4 + Cl2 = CH3Cl + HCl и др.
г) реакции обмена: CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O; NaOH + HCl = NaCl + H2O; HCOOH + CH3OH = HCOOCH3 + H2O; и другие, более сложные, реакции.

По изменению степени окисления реакции делятся на реакции, протекающие с изменением степени окисления (**окислительно-восстановительные реакции, ОВР**):

Fe0 + S0 = Fe+IIS-II;


и реакции, протекающие без изменения степени окисления.

По изменению внутренней энергии (по тепловому эффекту реакции) реакции делятся на
**экзотермические:** 2Mg + O2 = 2MgO + Q; CH4 + 2O2 = CO2 + 2H2O + Q (тепло выделяется);
**эндотермические:** CaCO3 = CaO + CO2 - Q; C8H18  C4H10 + C4H8 - Q. (тепло поглощается)

По направлению протекания реакции делятся на
**необратимые:** AgNO3 + NaCl = AgCl + NaNO3; CH4 + Cl2 = CH3Cl + HCl (протекают в одном направлении)
**обратимые:** K2SO3 + H2O  KHSO3 + KOH; C2H6  C2H4 + H2 (протекают в двух направлениях)

По числу фаз в реагирующей смеси различают
**гомофазные** ("гомогенные") реакции:

2CO(г) + O2(г) = 2CO2(г) (одна фаза - газ);
CH3NH2(р-р)+ HCl(р-р) = [CH3NH3]Cl(р-р) (одна фаза - водный раствор);

**гетерофазные** ("гетерогенные") реакции:

Fe(т) + CuSO4(р-р) = Cu(т) + FeSO4(р-р) (три фазы - две твердых фазы и водный раствор);
2Na(т) + 2C2H5OH(ж) = 2C2H5ONa(р-р) + H2(г) (три фазы - газ, твердая фаза и спиртовой раствор).

По участию в реакции катализатора выделяют **каталитические реакции**:

2H2O2  2H2O + O2; C2H4 + H2  C2H6

Есть и другие классификационные признаки: скорость, механизм и т. д.

Одну и ту же реакцию по разным признакам можно отнести одновременно к нескольким типам, например, реакция

N2 + 3H2  2NH3 + Q

является экзотермической обратимой гомофазной (формально) каталитической окислительно-восстановительной реакцией соединения.

Реакции обмена, протекающие в растворах, идут до конца, если образуется осадок, газ или малодиссоциированное вещество (в частности, вода)

BaCl2 + Na2SO4 = BaSO4 + 2NaCl
NH4Cl + NaOH = NaCl + NH3 + H2O
KNO2 + HCl = KCl + HNO2 (молекулярное уравнение)
K+ + NO2- + H+ + Cl- = K+ + Cl- + HNO2 (полное ионное уравнение)
H+ + NO2- = HNO2 (сокращенное ионное уравнение, ионное уравнение)

**Скорость химической реакции**

**Скорость гомофазной реакции** - отношение изменения концентрации реагента или продукта реакции ко времени протекания реакции.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| https://ykl-shk.azureedge.net/goods/ymk/chemistry/work5/theory/5/ch_5_2.gif | Единица измерения скорости: | https://ykl-shk.azureedge.net/goods/ymk/chemistry/work5/theory/5/ch_5_3.gif |

**Скорость гетерофазной реакции** - отношение изменения количества вещества реагента или продукта реакции ко времени протекания реакции и площади соприкосновения реагирующих веществ.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| https://ykl-shk.azureedge.net/goods/ymk/chemistry/work5/theory/5/ch_5_4.gif | Единица измерения скорости: | https://ykl-shk.azureedge.net/goods/ymk/chemistry/work5/theory/5/ch_5_5.gif |

Факторы, влияющие на скорость реакции.
**1. Природа реагирующих веществ** (состав, строение, энергия активации).





**Энергия активации (Ea)** - избыточная энергия (по сравнению со средней), необходимая для эффективного соударения реагирующих частиц.

Чем меньше энергия активации, тем больше скорость реакции, и, чем больше энергия активации, тем меньше скорость реакции. Например, реакции обмена в водных растворах, приводящие к образованию осадка протекают очень быстро, так как у них очень маленькая энергия активации. Напротив, реакция получения аммиака из водорода и азота при комнатной температуре практически не идет, так как у нее очень большая энергия активации.

**2. Температура.** При увеличении температуры увеличивается скорость движения молекул и их кинетическая энергия, уменьшается прочность связей, все это приводит к возрастанию числа частиц с энергией, равной энергии активации, и увеличению скорости реакции.

**Правило Вант-Гоффа.** При увеличении температуры на 10oС скорость реакции возрастает в 2 ... 4 раза.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| https://ykl-shk.azureedge.net/goods/ymk/chemistry/work5/theory/5/ch_5_7.gif | или | https://ykl-shk.azureedge.net/goods/ymk/chemistry/work5/theory/5/ch_5_8.gif |

**3. Концентрации реагентов.** Чем больше концентрация реагирующих веществ, тем чаще их частицы соударяются, и тем больше скорость реакции. Для реакции *a*A + *b*B = *d*D, протекающей в одну стадию, скорость реакции *v* = *k*·(*c*A)*a*·(*c*B)*b*. Это выражение называется законом действующих масс для скорости реакции. Постоянная (при постоянной температуре) величина *k* называется **константой скорости реакции**. Она равна скорости реакции при единичных концентрациях реагентов.

**4. Наличие катализатора. Катализаторы** - вещества, с помощью которых медленная реакция заменяется последовательностью более быстрых реакций с меньшими энергиями активации. Катализаторы вступают в первую реакцию этой последовательности и выделяются в химически неизменном виде в результате последней реакции. Поэтому создается впечатление, что катализаторы увеличивают скорость реакции.

**Ингибиторы** - вещества, уменьшающие скорость реакции; ингибиторы, в отличие от катализаторов, в ходе реакции расходуются.

**5.** Скорость гетерофазных реакций зависит также от **состояния поверхности** (например, чистая или загрязненная), **характера образующихся продуктов** (например, растворимы продукты или нет), **условий подвода реагентов и отвода продуктов реакции** (например, используется перемешивание, или нет).

Если реакция протекает на границе газовой фазы и твёрдой (или жидкой) фазы, то на скорость реакции не влияют концентрации жидких и твердых веществ, а если на границе жидкой и твёрдой фазы, то - концентрации твердых веществ.

**Обратимые реакции. Химическое равновесие.**

Необратимые реакции протекают только в одном направлении.

**Обратимые реакции** - реакции, которые при одних и тех же условиях протекают как в прямом, так и в обратном направлениях.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| H2 + I2 | https://ykl-shk.azureedge.net/goods/ymk/chemistry/work5/theory/5/double_pointer.gif | 2HI |
| реагенты |  | продукт |

Состояние обратимой реакции, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции называется **химическим равновесием**. Химическое равновесие - равновесие динамическое.

Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии оказать внешнее воздействие, то равновесие в системе сместится в том направлении, в котором происходит частичная компенсация этого воздействия.

* при увеличении концентрации исходного вещества равновесие смещается в сторону продуктов реакции;
* при увеличении концентрации продуктов реакции - в сторону реагентов (исходных веществ);
* при увеличении давления (если в системе есть газы) - в сторону меньшего объема;
* при уменьшении давления - в сторону большего объема;
* при увеличении температуры - в сторону продуктов эндотермической реакции;
* при уменьшении температуры - в сторону продуктов экзотермической реакции.

Введение катализатора не смещает равновесия, но ускоряет его достижение.

**Тепловой эффект реакции.**

**Тепловой эффект реакции** - количество теплоты, выделяющейся, или поглощающейся при протекании реакции с теми количествами вещества реагентов, которые задаются коэффициентами в термохимическом уравнении.

|  |  |
| --- | --- |
| C2H4 + 3O2 = 2CO2 + 2H2O + 1400 кДж | Экзотермическая реакция; |
| CaCO3 = CaO + CO2 - 157 кДж | Эндотермическая реакция. |

Тепловой эффект возникает прежде всего из-за разницы в энергиях связей в исходных веществах (реагентах) и продуктах реакции (см. вышеприведенный рис.)

**Теория электролитической диссоциации**

Вещества с ионой или сильно полярной ковалентной связью могут при растворении или плавлении (только ионные вещества) образовывать подвижные ионы, за счет которых эти растворы или расплавы проводят электрический ток. Такие вещества называют электролитами, а процесс образования ионов - электролитической диссоциацией.

Электролитами являются:

* соли NaCl = Na+ + Cl-
* основания NaOH = Na+ + OH-
* кислоты HCl = H+ + Cl-

**Сильные электролиты** - электролиты, которые в разбавленном растворе полностью (необратимо) диссоциируют.

**Слабые электролиты** - электролиты, которые в разбавленном растворе диссоциируют частично (обратимо) и незначительно.

**Степень диссоциации** - отношение числа продиссоциировавших в растворе молекул к числу исходных молекул (молекул, попавших в раствор). Степень диссоциации зависит от концентрации и температуры. С увеличением концентрации степень диссоциации уменьшается, а с увеличением температуры - возрастает.

Некоторые электролиты диссоциируют ступенчато:

H2S  H+ + HS- (первая ступень); HS-  H+ + S2- (вторая ступень).

Степень диссоциации по второй ступени всегда меньше, чем по первой ступени.

Свойства разбавленных растворов сильных электролитов определяются свойствами ионов, находящихся в этих растворах (молекул в них нет): свойства кислот - свойствами ионов водорода, свойства щелочей - свойствами гидорксидных ионов, свойства солей - свойствами ионов, входящих в состав данной соли.

**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).

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