**Тема №2**. Химические реакции (10 часов).

# Эту тему мы будем изучать на протяжении 10 уроков. При изучении этой темы мы упорядочим те, знания, которые мы уже имеем, но и познакомимся с новыми типами химических реакций. Научимся определять по некоторым признакам эти реакции.

### Урок №21. *Классификация химических реакций по различным признакам.*

### На этом уроке мы упорядочим признаки, по каким мы определяем типы химических реакций. А, также классифицируем все типы, которые ещё будем изучать в этой теме.

Вспомним,

*- что такое химическая реакция?*

*- что показывает химическая реакция?*

*- назовите основные типы химических реакций*.

Возле доски и на местах дописывает продукты реакции ряд химических уравнений, и определяем их типы, которые мы уже знаем.

Определяем признаки, по каким мы определили типы этих реакций.

Записываем другие реакции (горения). Определяем признаки протекания данных реакций.

-Какими признаками сопровождаются такие реакции?( с выделением тепла).

- А есть реакции, которые сопровождаются с поглощением тепла.

Такие типы реакций мы ещё с вами не изучали.

Тепло, которое выделяется или поглощается, называется тепловым эффектом и определяется в Дж или кДж.

***Сделаем выводы, по каким признакам мы можем классифицировать химические реакции.***

******

***Закрепляем материал сегодняшнего урока небольшой самостоятельной работой.***

**Урок№22.*Реакции соединения, разложения, замещения и обмена.***

### На этом уроке мы ещё раз повторяем те типы химических реакций, которые мы уже с вами выучили на протяжении 7 и 8 класса. Определяем, что эти реакции основаны по количеству и составу исходных и полученных веществ.

А, теперь весь урок с помощью решения различных цепочек превращения, самостоятельному составлению задач на данные типы реакций и различных комбинаций проверочных работ отрабатываем навыки тех знаний, которые у нас уже имеются.

**Урок №23.*Скорость химических реакций, зависимость скорости химических реакций от различных факторов*.**

## На данном уроке сформируем понятие о скорости химических реакций и влияние на неё разных факторов, посмотрим влияние факторов на практике и продолжим развивать навыки и умение составлять уравнение от природы веществ.

В начале урока решаем пару задач на вычисление массой доли растворённого вещества.

А, затем попробуем ответить на следующие вопросы:

- Что такое массовая доля растворённого вещества?

- Какие факторы влияют на растворимость в воде?

- Назовите условия протекания реакций?

- Можно ли утверждать, что с кислородом реагируют все металлы?

Итак, мы уже не первый год изучая предмет, поняли, что реакции протекают с различной скоростью. По каким признакам можно судить про скорость химических реакций?

 Таким критерием может быть смена состава реагентов и продуктов реакции.

 Например, концентрация продуктов, которые образуются со временем уменьшается, а продуктов реакции- увеличивается.

И, для количественной характеристики используется понятие «скорость химической реакции», которая определяется заменой концентрацией одного реагента на другой за единицу времени.

**Скорость химической реакции** — изменение количества одного из реагирующих веществ за единицу времени в единице реакционного пространства.

Например, для реакции:



выражение для скорости будет выглядеть так:

![ v = \frac{d[ C ]}{dt} =  - \frac{d[ A ]}{dt} ]()  Молярные концентрации в определённый момент времени.

В 1865 году [Н. Н. Бекетовым](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%91%D0%B5%D0%BA%D0%B5%D1%82%D0%BE%D0%B2%2C_%D0%9D%D0%B8%D0%BA%D0%BE%D0%BB%D0%B0%D0%B9_%D0%9D%D0%B8%D0%BA%D0%BE%D0%BB%D0%B0%D0%B5%D0%B2%D0%B8%D1%87) и в 1867 году [Гульдбергом](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D1%83%D0%BB%D1%8C%D0%B4%D0%B1%D0%B5%D1%80%D0%B3%2C_%D0%9A%D0%B0%D1%82%D0%BE_%D0%9C%D0%B0%D0%BA%D1%81%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D0%BB%D0%B8%D0%B0%D0%BD%22%20%5Co%20%22%D0%93%D1%83%D0%BB%D1%8C%D0%B4%D0%B1%D0%B5%D1%80%D0%B3%2C%20%D0%9A%D0%B0%D1%82%D0%BE%20%D0%9C%D0%B0%D0%BA%D1%81%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D0%BB%D0%B8%D0%B0%D0%BD) и [Вааге](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%92%D0%B0%D0%B0%D0%B3%D0%B5%2C_%D0%9F%D0%B5%D1%82%D0%B5%D1%80%22%20%5Co%20%22%D0%92%D0%B0%D0%B0%D0%B3%D0%B5%2C%20%D0%9F%D0%B5%D1%82%D0%B5%D1%80) был сформулирован [закон действующих масс](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%97%D0%B0%D0%BA%D0%BE%D0%BD_%D0%B4%D0%B5%D0%B9%D1%81%D1%82%D0%B2%D1%83%D1%8E%D1%89%D0%B8%D1%85_%D0%BC%D0%B0%D1%81%D1%81):

**Скорость химической реакции в каждый момент времени пропорциональна концентрациям реагентов, возведенным степени, равные их коэффициентам**.

Рассмотрим факторы, которые влияют на скорость химической реакции.

1. Природа реагентов.

Здесь играет роль строение связи химических реагентов. Так, например, для разрыва связи Н2 и N2 потребуются высокие энергии.

а) Для разрыва связи в полярных молекулах- HCl, H2O- потребуется меньше энергии.

б) А для разрыва связи между ионами электролитов протекают практически мгновенно.

в) Например, фтор с водородом происходит с взрывом.

г) А бром с водородом взаимодействует спокойно в процессе нагревания.

д) Оксид кальция вступает в реакцию с водой энергично с выделением тепла.

**Демонстрация:** В три пробирки с раствором HCl помещаем по кусочку Zn, Mg, Fe.

 И попробуем ответить на следующий вопрос:

-*Почему скорость выделение пузырьков водорода в пробирках разная? ( С помощью ряда активности металлов*).

1. Концентрация.

С увеличением концентрации соприкосновение молекул реагентов происходит чаще и скорость химической реакции увеличивается.

**Демонстрация**: В две пробирки помещаем кислоту концентрированную и не концентрированную и помещаем и в одну пробирку и в другую по кусочку цинка.

*Где скорость реакции быстрее?*

1. Температура.

При повышении температуры скорость химической реакции увеличивается ( Закон Ван-Гоффа).

1. Поверхность реагирующих веществ.

**Демонстрация**: В две пробирки помещаем в кислоту одной концентрации порошок железа и кусочек железа.

*Где реакция пошла быстрее*?

1. Влияние катализатора.

**Катализатор-** это вещество, которое присутствует и **увеличивает скорость химической реакции**, но само в реакции не участвует.

Теперь, давайте запишем все реакции, которые мы с вами увидели.

## На данном уроке мы сформировали понятие ещё о том, что протекание химических реакций происходит с различной скоростью и зависят от различных факторов и посмотрели, как эти факторы влияют на скорость химических реакций.

**Урок №24*. Тепловой эффект реакции. Экзотермические и эндотермические реакции. Термохимические уравнения****.*

*После небольшого опроса домашней работы.*

## Сегодня мы с вами разберём поподробнее, те реакции, о которых упоминалось на первом уроке этой темы. Это, те реакции, которые происходят с выделением или поглощением тепла. И познакомимся с написанием таких уравнений реакций.

В начале урока вспоминаем базовые понятия:

- охарактирозовать известные типы химических реакций;

- определить факторы, влияющие на скорость химических реакций;

- повторить, какими законами описываются эти факторы.

В каждом веществе запасено определенное количество энергии. С этим свойством веществ мы сталкиваемся уже за завтраком, обедом или ужином, так как продукты питания позволяют нашему организму использовать энергию самых разнообразных химических соединений, содержащихся в пище. В организме эта энергия преобразуется в движение, работу, идет на поддержание постоянной (и довольно высокой!) температуры тела.

Энергия химических соединений сосредоточена главным образом в химических связях.

Чтобы разрушить связь между двумя атомами, требуется ЗАТРАТИТЬ ЭНЕРГИЮ. Когда химическая связь образуется, энергия ВЫДЕЛЯЕТСЯ.

**Так, тепловой эффект реакции составляет основу закона, который открыт в 1840г. русским химиком Гессом.**

Вспомним, что атомы не соединялись бы между собой, если бы это не вело к "выигрышу" (то есть высвобождению) энергии. Этот выигрыш может быть большим или малым, но он обязательно есть при образовании молекул из атомов.

Любая химическая реакция заключается в разрыве одних химических связей и образовании других.

Когда в результате химической реакции при образовании новых связей выделяется энергии БОЛЬШЕ, чем потребовалось для разрушения "старых" связей в исходных веществах, то избыток энергии высвобождается в виде тепла.

Примером могут служить реакции горения.

 Например, природный газ (метан CH4) сгорает в кислороде воздуха с выделением большого количества теплоты.

 **Реакция даже может идти с взрывом - так много энергии заключено в этом превращении. Такие реакции называются ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИМИ от латинского "экзо" - наружу (имея в виду выделяющуюся энергию).** ****

В других случаях на разрушение связей в исходных веществах требуется энергии больше, чем может выделиться при образовании новых связей.

**Такие реакции происходят только при подводе энергии извне и называются ЭНДОТЕРМИЧЕСКИМИ (от латинского "эндо" - внутрь).**

Примером является образование оксида углерода (II) CO и водорода H2 из угля и воды, которое происходит только при нагревании.

## *тепловой эффект.gifИтак, тепловой эффект реакции, который складывается с нескольких промежуточных стадий не зависят от тех стадий или их последовательности, а полностью определяется начальным и конечным состоянием системы.*

Из **закона Гесса** есть такие последовательности, которые **имеют практическое значение.**

1. Тепловой эффект соединений из исходных веществ не зависит от способа, которым это соединение было получено.
2. Тепловой эффект разложения какого-нибудь соединения к определённым продуктам равняется или наоборот (противоположный знак) тепловой эффект образования этих соединений этих же продуктов.

Рассмотрим наглядный пример, который объясняет закон Гесса.

**Раствор Na2SO4 можно получить двумя способами:**

**1 способ**. К раствору, который содержит 2 моля NaOH додать 1 моль H2SO4.

 И, самое время перейти ещё к одному пункту темы

**ТЕРМОХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ.**

2NaOH(ж)+H2SO4(ж)→Na2SO4(ж)+2H2O+131,4 кДж

**2 способ**. К раствору, который содержит 1 моль NaOH добавить раствор, который содержит 1моль H2SO4, потом ещё добавить щёлочи 1моль.

NaOH(ж)+H2SO4(ж)→NaHSO4(ж)+H2O+61,7кДж

2NaHSO4(ж)+NaOH(ж)→Na2SO4(ж)+H2O+69,7кДж

(ж)- жидкий.

***В первом способе сразу выделится 131,4 кДж***

***Во втором способе в двух стадиях выделится 61,7+69,7=131,7 кДж.***

## Закрепим материал некоторыми упражнениями и подведём итоги нашего урока.

**Урок № 25.*Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие*.**

## Мы уже встречались с понятием обратимых и необратимых реакций. То, есть реакции, которые идет только в одну сторону. А, есть такие, которые могут идти, и в одну, и в другую сторону. Конкретно с такими реакциями мы встречались, изучая предыдущую тему. Сегодня мы с вами подробнее разберём такие реакции и определим, отчего зависит обратимость и необратимость реакции.

Итак, введём понятие прямой и обратной реакции.

### [1. Понятие прямой и обратной реакции](http://interneturok.ru/ru/school/chemistry/11-klass/bklassifikaciya-himicheskih-reakcijb/obratimye-i-neobratimye-himicheskie-reakcii-himicheskoe-ravnovesie-i-sposoby-ego-smeweniya#videoplayer)

Рассмотрим некоторую абстрактную реакцию, которую запишем в виде:

***А+В→АВ -***Прямая реакция*.*

Но многие химические реакции могут идти в обратную сторону.

***АВ*←*А+В*** *-* Обратная реакция.

Для краткости такую реакцию записывают, используя две стрелки, одну - вперед, другую - назад.

***А+В*↔*АВ***

**При повышении температуры, скорость** большинства химических реакций **увеличивается**.

 Но оказывается, что в случае некоторых реакций, продукт реакции при температуре, когда она идет с хорошей скоростью, уже начинает разлагаться.

 В частности такая ситуация реализуется при взаимодействии водорода с йодом при получении йодоводорода.

**Н2+ I2**→**2HI**

**Скорость химической реакции увеличивается с увеличением концентрации исходных веществ и соответственно уменьшается с уменьшением концентрации исходных веществ.**

 Получается, что по мере прохождения реакций, скорость прямой реакции будет уменьшаться, т.к. исходные вещества будут расходоваться. А скорость обратной реакции будет возрастать, потому что концентрация вещества АВ исходного для обратной реакции будет постепенно увеличиваться. До каких пор скорость прямой реакции будет уменьшаться, а обратной увеличиваться? Это будет до того момента, когда скорости прямой и обратной реакции станут равными. Наступит химическое равновесие.



***Химическое равновесие - это состояние реакционной системы, в котором скорости прямой и обратной реакции равны.***

### [2. Константа равновесия](http://interneturok.ru/ru/school/chemistry/11-klass/bklassifikaciya-himicheskih-reakcijb/obratimye-i-neobratimye-himicheskie-reakcii-himicheskoe-ravnovesie-i-sposoby-ego-smeweniya#videoplayer)

**Равновесная концентрация веществ.**

*Равновесная концентрация веществ* – это концентрации веществ в реакционной смеси, находящихся в состоянии химического равновесия.

 Равновесная концентрация обозначается химической формулой вещества, заключенной в квадратные скобки.



*Химическое равновесие* отличается от привычного для нас понятия «равновесие».

Химическое равновесие - динамическое. В системе, находящейся в состоянии химического равновесия, происходит и прямая и обратная реакция, но их скорости равны и поэтому концентрации, участвующих веществ не меняются.

***Химическое равновесие характеризуется константой равновесия, равной отношению констант  скоростей прямой и обратной реакций.***



**Константы скорости прямой и обратной реакции – это скорости данной реакции при концентрациях исходных для каждой из них веществ в равных единицах**.

Если  , то в системе больше исходных веществ. Если  , то в системе больше продуктов реакции.

### [3. Обратимые и необратимые химические реакции](http://interneturok.ru/ru/school/chemistry/11-klass/bklassifikaciya-himicheskih-reakcijb/obratimye-i-neobratimye-himicheskie-reakcii-himicheskoe-ravnovesie-i-sposoby-ego-smeweniya#videoplayer)

Если константа равновесия значительно больше 1, такую реакцию называют **необратимой.**

***Необратимыми называются химические реакции, которые происходят только в одном направлении до полного расходования одного из реагентов.***

Например, это реакция:

**4Р+5О2 →2Р2О5**

**Обратимыми называются  химические реакции, которые осуществляются во взаимно противоположных направлениях при одних и тех же условиях.**

**N2+2H2↔2NH3**

Реакции йонного обмена будут ***необратимыми***, если в ней участвуют ***сильные электролиты*** и ***обратимые*** - если ***слабые электролиты.***

[4. Факторы, влияющие на смещение равновесия](http://interneturok.ru/ru/school/chemistry/11-klass/bklassifikaciya-himicheskih-reakcijb/obratimye-i-neobratimye-himicheskie-reakcii-himicheskoe-ravnovesie-i-sposoby-ego-smeweniya#videoplayer).

*Если изменить внешние условия, то состояние химического* равновесия нарушится.

 Смещение равновесия в зависимости от изменения внешних условий в общем виде определяется

· *Принципом Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывают воздействие извне путем изменения какого либо из условий, определяющих положение равновесия, то оно смещается в направлении того процесса, протекание которого ослабляет эффект произведённого воздействия*

Так, повышение температуры вызывает смещение равновесия в направлении того из процессов, течение которого сопровождается поглощением тепла, а понижение температуры действует в противоположном направлении.

Равновесие смещается вправо, если повысились равновесные концентрации продуктов прямой реакции. Если повышаются равновесные концентрации исходных веществ прямой реакции, то равновесие смещается влево.

Какие факторы можно изменять, чтобы сместить равновесие. Это-

· Температура

· Давление

· Концентрации веществ

· Добавлять катализатор

*Добавление катализатора* **не оказывают влияние на смещение химического равновесия.**

****

Остальные факторы рассматриваем более детально.

**Температура.**

Реакция синтеза аммиака (см. выше)

относится к *экзотермическим*реакциям.

1. При прохождении прямой реакции теплота выделяется, а при прохождении обратной - поглощается.
2. Если увеличить температуру, то согласно правилу Ле Шателье, равновесие сместится в таком направлении, чтобы уменьшить это воздействие. В данном случае *влево,* так как  теплота поглощается. Реакция синтеза аммиака проводится при температуре около 500

Если реакция *эндотермическая,* то повышение температуры приведет смещение равновесия *вправо.*

**Изменение концентрации веществ.**

1.При увеличении концентрации, какого либо из веществ, участвующих в равновесной реакции, равновесие реакции сместится в сторону его расходования, а соответственно при уменьшении концентрации какого либо из веществ - в сторону реакции его образования. Например, при увеличении концентрации азота в реакции синтеза аммиака, равновесие сместится вправо, т.е. в сторону расходования азота.

2.Если же в этой реакции удалять из реакционной смеси аммиак, то равновесие сместится в сторону его образования. Сделать это можно, например, при растворении аммиака в воде.

**Изменение давления.**

Изменение давления может оказывать влияние только на реакции с участием газообразных веществ.

1. Если в реакции синтеза аммиака, увеличить давление, равновесие сместится в сторону уменьшения числа моль газа. Слева число моль газа больше ,чем справа, то равновесие сместится в сторону образования аммиака.

Если число моль газа одинаково и слева и справа, например, в реакции получения оксида азота(II),

**N2+O2↔2NO**

то изменение давление не будет оказывать влияние на положение химического равновесия в таких реакциях. Изучение химического равновесия имеет большое значение, как для теоретических исследований, так и для решения практических задач.

 Определяя положение равновесия для различных температур и давлений, можно выбрать наиболее благоприятные условия проведения химического процесса. Окончательный выбор условий требует учета влияния их и на скорость процесса.

##  Итак, на уроке была рассмотрена тема «Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие», рассмотрели факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Познакомились с принципом Ле Шателье. Ввели понятия обратимых и необратимых реакций, рассмотрели условия смещения равновесия в случае обратимых реакций.

**Урок №и 26. Степень окисления химических элементов.**

### До изучения этой темы мы только с вами определяли степень окисления по таблице растворимости. Сегодня мы с вами научимся самостоятельно определять, степень окисления и сравним её с валентностью.

## Электронная плотность вокруг атома определя6ется степенью окисления (С.О.).

**Степень окисления – это условный заряд атома.**

**Степень окисления состоит из двух частей:**

Степень окисления бывает:

1. Высшая **положительная** степень окисления, равна номеру группы и бывает, когда в образовании связей принимают участие все валентные электроны атома.
2. Промежуточная степень окисления.
3. Нулевая степень окисления у элементов в свободном состоянии.
4. Низшая **отрицательная** степень окисления бывает у неметаллов равна: 8- номер группы, в котором находится элемент.

**Правила для определения степени окисления**

1. Степень окисления атомов в простом веществе равна нулю. (Cu0, H20)

2. Сумма степеней окисления всех атомов в молекуле вещества равна нулю.

3.Все металлы имеют положительную степень окисления;43.Бор и кремний в соединениях имеют положительные степени окисления;
4.Водород имеет в соединениях степень окисления (+1).Исключая гидриды( соединения водорода с металлами главной подгруппы первой-второй групп, степень окисления -1, например Na+H- );
5.Кислород имеет степень окисления (-2),за исключением соединения кислорода со фтором O+2F- и в перекисях( Н2О2 - степень окисления кислорода (-1);
6.Фтор имеет степень окисления (-1)

|  |
| --- |
| Элементы |
| +1 | Li, Na, K, Rb, Cs, Ag, H (кроме гидридов) |
| +2 | Be, Mg, Ca, Sr, Zn, Cd, Ba |
| +3 | Al, B |
| -1 | F,{ Cl, Br, I-если соединены с водородом или металлами} |
| -2 | O,{ S, Se, Te-в соединениях с водородом и металлами} |
| -3 | {N, P, As}-в соединениях с водородом и металлами |

|  |
| --- |
| **Пример.** Определить степени окисления в соединении K2Cr2O 7 . У двух химических элементов калия и кислорода степени окисления постоянны и равны соответственно +1 и -2. Число степеней окисления у кислорода равна (-2)·7=(-14), у калия (+1)·2=(+2). Число положительных степеней окисления равно числу отрицательных. Следовательно (-14)+(+2)=(-12). Значит у атома хрома число положительных степеней равно 12, но атомов 2, значит на один атом приходится (+12):2=(+6), записываем степени окисленя над элементами **К+2Cr+62O-27** |

### Таблица элементов с постоянной степенью окисления

|  |  |
| --- | --- |
| Элементы |  Степень окисления в сложных веществах |
|  Li, Na, K, Rb, Cs |  +1 |
|  Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn |  +2 |
|  B, Al |  +3 |
|  F |  -1 |

В соединениях из трех элементов степень окисления одного из элементов вычисляют, исходя из условия, что молекула электронейтральна.

Например, в молекуле фосфорной кислоты H3PO4 степень окисления водорода равна +1, кислорода -2, степень окисления фосфора обозначим за х.

Степень окисления фосфора рассчитываем по уравнению:

3 \* (+1) + х + 4\* (-2) = 0

х = + 5

###  А, теперь можно потренироваться, выполняя следующие упражнения.

1. Атом азота в азотной кислоте имеет степень окисления:

1) 0

2) +3

3) +5

4) -5

Ответ: Формула азотной кислоты HNO3, степень окисления водорода равна +1, кислорода -2, степень окисления азота обозначим за х и рассчитаем ее по уравнению: + 1 + х + 3\* (-2) = 0

х = +5

2. Степень окисления -2 атом серы проявляет в каждом из соединений

1) CuSO4 и H2S

2) SO2 и Na2S

3) H2SO3 и SO3

4) CaS и FeS

Ответ: степень окисления -2 атом серы проявляет в бинарных соединениях с металлами (сульфидах) и водородом (H2S), поэтому правильный ответ CaS и FeS

3. Максимально возможную степень окисления атом хлора проявляет в соединении

1) HCl

2) HClO3

3) KClO4

4) Ba(ClO2)2

Ответ: атом хлора расположен в 7 группе, поэтому может иметь максимальную степень окисления +7. Такую степень окисления атом хлора проявляет в веществе KClO4. Проверим это. У калия степень окисления +1, у кислорода -2, у хлора х. Из уравнения: +1 +х + 4\* (-2) = 0 находим х = +7

4. В соединениях NO2 и NH3 степени окисления азота соответственно равны:

1) +4 и -3

2) +2 и +3

3) +2 и -2

4) +5 и +3

Ответ: В оксиде азота (IV) у кислорода степень окисления -2, значит у азота степень окисления +4. В аммиаке у водорода степень окисления +1, значит у азота степень окисления -3.

5. В каком соединении фосфор проявляет степень окисления -3

1) P2O3

2) Na3PO4

3)Ca3P2

4) PCl3

Ответ: степень окисления -3 фосфор проявляет в бинарных соединениях с металлами, значит в фосфиде кальция Ca3P2 у кальция степень окисления +2, а у фосфора -3.

### Этим уроком мы подготовились к изучению ещё одного типа химических реакций, с которым мы с вами познакомимся на следующем уроке.

**Урок № 27. *Окислительно - восстановительные реакции.***

## Сегодня мы с вами познакомимся ещё с одним типом химических реакций - окислительно-восстановительным. И на последующих нескольких уроках будем учиться писать окислительно-восстановительные реакции.

Существует два типа химических реакций:

###### A**Реакции, в которых не изменяется степень окисления элементов:**

Реакции присоединения

SO2 + Na2O → Na2SO3

Реакции разложения

Cu(OH)2  –t→ CuO + H2O

Реакции обмена

AgNO3 + KCl → AgCl↓ + KNO3

NaOH + HNO3 → NaNO3 + H2O

###### B**Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений:**

2Mg0 + O20 → 2Mg+2O-2

2KCl+5O3-2  –t→ 2KCl-1+ 3O20­

2KI-1 + Cl20 →2KCl-1 + I20

Mn+4O2 + 4HCl-1 → Mn+2Cl2 + Cl20­ + 2H2O

Такие реакции называются *окислительно - восстановительными.*

## Окисление, восстановление

В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. Процесс отдачи электронов - *окисление*. При окислении степень окисления повышается:

H20 - 2ē → 2H+

S-2 - 2ē → S0

Al0 - 3ē → Al+3

Fe+2 - ē → Fe+3

2Br - - 2ē → Br20

Процесс присоединения электронов - *восстановление:*При восстановлении степень окисления понижается.

Mn+4 + 2ē → Mn+2

S0 + 2ē → S-2

Cr+6 +3ē → Cr+3

Cl20 +2ē → 2Cl-

O20 + 4ē → 2O-2

Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются *окислителями*, а которые отдают электроны - *восстановителями*.

 Многие химические реакции уравниваются простым подбором коэффициентов. Но иногда возникают сложности: количество атомов какого-нибудь элемента в левой и правой частях уравнения никак не удается сделать одинаковым без того, чтобы не нарушить "равновесия" между атомами других элементов.

Чаще всего такие сложности возникают в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Для их уравнивания используют несколько способов, из которых мы пока рассмотрим один – метод электронного баланса.

Напишем уравнение реакции между алюминием и кислородом:

Al + O2→ Al2O3

Итак, в чем заключается метод электронного баланса?

Баланс – это равенство.

**Электронный баланс**- метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. *Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.*

 Поэтому следует сделать одинаковым количество электронов, которые *отдает* один элемент и *принимает* другой элемент в данной реакции. Первоначально это количество выглядит разным, что видно из разных степеней окисления алюминия и кислорода:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 0 |  | 0 |  | +3 –2 |
| Al | + | O2 | → | Al2O3 |

Алюминий отдает электроны (приобретает положительную степень окисления), а кислород – принимает электроны (приобретает отрицательную степень окисления). Чтобы получить степень окисления +3, атом алюминия должен отдать 3 электрона. Молекула кислорода, чтобы превратиться в кислородные атомы со степенью окисления -2, должна принять 4 электрона:



4 и 3- это и есть наши коэффициенты.

Если теперь в уравнении перед восстановителем (Al) мы поставим найденный нами коэффициент 4, а перед окислителем (O2) – найденный нами коэффициент 3, то количество отданных и принятых электронов выравнивается и становится равным 12. Электронный баланс достигнут. Видно, что перед продуктом реакции Al2O3 необходим коэффициент 2. Теперь уравнение окислительно-восстановительной реакции уравнено:

4Al + 3O2→ 2Al2O3

Все преимущества метода электронного баланса проявляются в более сложных случаях, чем окисление алюминия кислородом:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| +7 |  | –1 |  |  |  |  0 |  | +2 |   |   |   |   |
| KMnO4 | + | KCl | + | H2SO4 | → | Cl2 | + | MnSO4 | + | K2SO4 | + | H2O |

Составим схему электронного баланса:

****

Двойка и пятерка – *главные* коэффициенты уравнения, благодаря которым удается легко подобрать все другие коэффициенты. Перед Cl2следует поставить коэффициент 5 (или 2·5 = 10 перед KСl), а перед KMnO4 – коэффициент 2. Все остальные коэффициенты привязывают к этим двум коэффициентам. Это гораздо легче, чем действовать простым перебором чисел.

**2**KMnO4 + 10KCl + 8H2SO4 → **5**Cl2 + 2MnSO4 + 6K2SO4 + 8H2O

Чтобы уравнять количество атомов К (12 атомов слева), надо перед K2SO4 в правой части уравнения поставить коэффициент 6. Наконец, чтобы уравнять кислород и водород, достаточно перед H2SO4 и H2O поставить коэффициент 8. Мы получили уравнение в окончательном виде.

Метод электронного баланса, как мы видим, не исключает и обыкновенного подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, но может заметно облегчить такой подбор.

Подводя итоги, давайте составим алгоритм составления электронного баланса

Алгоритм

## составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Уравнение составляется в несколько стадий:

1.      Записывают схему реакции.

KMnO4 + HCl → KCl + MnCl2 + Cl2­ + H2O

2.      Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.

KMn+7O4 + HCl-1→ KCl + Mn+2Cl2 + Cl20­ + H2O

3.      Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем.

Mn+7+ 5ē → Mn+2

2Cl-1- 2ē → Cl20

4.      Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления.

|  |  |
| --- | --- |
| Mn+7+ 5ē → Mn+2 | 2 |
| 2Cl-1- 2ē → Cl20 | 5 |

––––––––––––––––––––––––

2Mn+7+ 10Cl-1→ 2Mn+2+ 5Cl20

5.      Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.

 Значение окислительно-- восстановительных реакций в быту и технике.

 Окислительно-восстановительные реакции играют огромную роль в природе и технике.

 Без этих реакций невозможна жизнь, потому что дыхание, обмен веществ, синтез растениями клетчатки из углекислого газа и воды – все это окислительно-восстановительные процессы.

В технике с помощью реакций этого типа получают такие важные вещества как аммиак (NH3), серную (H2SO4)и соляную (HCl) кислоты и многие другие продукты. Вся металлургия основана на восстановлении металлов из их соединений – руд. Большинство химических реакций– окислительно-восстановительные. Приведем важнейшие определения, связанные с окислительно-восстановительными реакциями.

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

Окислителями называются вещества, *присоединяющие* электроны. Во время реакции они восстанавливаются.

Восстановителями называются вещества, *отдающие* электроны. Во время реакции они окисляются.

Поскольку окислитель присоединяет электроны, степень окисления его атомов может только уменьшаться. Наоборот, восстановитель теряет электроны и степень окисления его атомов должна повышаться.

Окисление всегда сопровождается восстановлением и, наоборот, восстановление всегда связано с окислением.

Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Если каждый атом окислителя может принять иное количество электронов, чем отдает атом восстановителя, то необходимо так подобрать количество атомов того и другого реагента, чтобы количество отдаваемых и принимаемых электронов стало одинаковым. Это требование положено в основу метода электронного баланса, с помощью которого уравнивают уравнения окислительно-восстановительных реакций.

## На этом уроке мы познакомились с окислительно-восстановительными реакциями, научились с помощью электронного баланса расставлять коэффициенты и определили, где ОВР используются в быту и технике.

В конце урока пишем небольшую самостоятельную работу.

**Урок №28. *Окислительно- восстановительные реакции.***

## Сегодня мы продолжим знакомиться с окислительно- восстановительными реакциями, закрепим навыки составление электронного баланса и рассмотрим классификацию ОВР.

Различают три основных типа окислительно-восстановительных реакций:

1) Реакции *МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОГО* окисления-восстановления (когда окислитель и восстановитель – разные вещества);

2) Реакции *ДИСПРОПОРЦИОНИРОВАНИЯ*(когда окислителем и восстановителем может служить одно и то же вещество);

3) Реакции *ВНУТРИМОЛЕКУЛЯРНОГО* окисления-восстановления (когда одна часть молекулы выступает в роли окислителя, а другая – в роли восстановителя).

Рассмотрим примеры реакций трех типов.

1. Реакциями *межмолекулярного*окисления-восстановления являются все уже рассмотренные нами реакции.

Рассмотрим несколько более сложный случай, когда не весь окислитель может быть израсходован в реакции, поскольку часть его участвует в обычной – не окислительно-восстановительной реакции обмена:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 0 |  | +5 |  | +2 |  | +2 |  |  |
| Cu | + | HNO3 | → | Cu(NO3)2 | + | NO | + | H2O |

Часть частиц NO3- участвует в реакции в качестве окислителя, давая оксид азота NO, а часть ионов NO3- в неизменном виде переходит в соединение меди Cu(NO3)2. Составим электронный баланс:



Поставим найденный для меди коэффициент **3** перед Cu и Cu(NO3)2. А вот коэффициент **2** следует поставить только перед NO, потому что весь имеющийся в нем азот участвовал в окислительно-восстановительной реакции. Было бы ошибкой поставить коэффициент **2** перед HNO3, потому что это вещество включает в себя и те атомы азота, которые не участвуют в окислении-восстановлении и входят в состав продукта Cu(NO3)2 (частицы NO3- здесь иногда называют “ионом-наблюдателем”).

Остальные коэффициенты подбираются без труда по уже найденным:

**3**Cu + 8HNO3 → **3**Cu(NO3)2 + **2**NO + 4H2O

2. Реакции *диспропорционирования* происходят тогда, когда молекулы одного и того же вещества способны окислять и восстанавливать друг друга. Это становится возможным, если вещество содержит в своем составе атомы какого-либо элемента в *ПРОМЕЖУТОЧНОЙ* степени окисления. Следовательно, степень окисления способна как понижаться, так и повышаться. Например:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| +3 |  | +5 |  | +2 |  |   |
| HNO2 | → | HNO3 | + | NO | + | H2O |

Эту реакцию можно представить как реакцию между HNO2 и HNO2 как окислителем и восстановителем и применить метод электронного баланса:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| +3 |  | +3 |  | +5 |  | +2 |  |  |
| HNO2 | + | HNO2 | → | HNO3 | + | NO | + | H2O |



Получаем уравнение:

2HNO2 + 1HNO2 = **1**HNO3 + **2**NO + H2O

Или, складывая вместе количество молекул HNO2:

3HNO2 → HNO3 + 2NO + H2O

3. Реакции *внутримолекулярного* окисления-восстановления происходят тогда, когда в молекуле соседствуют атомы-окислители и атомы-восстановители. Рассмотрим разложение бертолетовой соли KClO3 при нагревании:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| +5 |  | –1 |  | 0 |
| KClO3 | → | KCl | + | O2 |

Это уравнение также подчиняется требованию электронного баланса:



Здесь возникает сложность – какой из двух найденных коэффициентов поставить перед KClO3 – ведь эта молекула содержит и окислитель и восстановитель? В таких случаях найденные коэффициенты ставятся перед продуктами:

KClO3 → 2KCl + 3O2

Теперь ясно, что перед KClO3 надо поставить коэффициент 2.

2KClO3 → 2KCl + 3O2

Внутримолекулярная реакция разложения бертолетовой соли при нагревании используется при получении кислорода в лаборатории.

### Мы рассмотрели важнейшие типы окислительно-восстановительных реакций, а теперь вспомним метод составления электронного баланса с помощью ряда упражнений и в конце урока напишем самостоятельную работу.

### *Урок № 29.*

Закрепление навыков пройденной темы и подготовка к контрольной работе за первый семестр.

***Урок №30.***

***Контрольная работа №1.***