**Тема урока: Понятие о химической реакции. Классификация.**

**Химическая реакция** – это процесс, в котором одно или несколько веществ превращаются в другие вещества

* Классификация химических реакций по числу и составу реагирующих и образующих веществ

1. Реакции, идущие без изменения состава веществ.

Соединения Разложения Замещения Обмена

**Реакция соединения** – это такие реакции, при которых из двух и более веществ образуется одно сложное вещество

н. S + O2 = SO2 простое + простое = сложное

2 SO2 + O2 = 2 SO3 сложное + простое = сложное

SO3 + H2O = H2SO4 сложное + сложное = сложное

4NO2 + O2 + 2 H2O = 4 HNO3 сложное + простое + сложное = сложное

**Реакция разложения** – это такие реакции, при которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ

н. 2HgO → 2 Hg + O2↑ сложное = простое + простое

2 KNO3 → 2 KNO2 + O2↑ сложное = сложное + простое

2 KMnO4 → K2 MnO4 + MnO2 + O2↑ сложное = сложное + сложное + простое

**Реакция замещения** – это такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы какого – нибудь элемента в сложном веществе (простое + сложное = сложное (новое) + простое (новое))

н. 2 Na + 2 H2O = 2 NaOH + H2↑ щелочной Ме (щелочноземельный)+ вода =

Zn +2 HCI = ZnCI2 + H2↑ Ме + кислота =

Fe + CuSO4 = FeSO4 + Cu Ме + соль =

2 AI + Cr2O3 = AI2 O3 + 2 Cr металлотермия

**Реакции обмена** – это такие реакции, при которых, два сложных вещества обмениваются своими составными частями (протекают по правилу Бертолле, т.е. только в том случае, если в результате реакции образуется ↑, ↓, или Н2О)

н. NaOH + HNO3 = NaNO3 + H2O записать ур – я в молекулярном, ионном и

2 NH4CI + Ca(OH)2 = CaCI2 + NH3↑ + 2 H2O сокращенном ионном виде

CuSO4 + 2 KOH = Cu(OH)2↓ + K2SO4

2.Реакции, идущие по изменению степеней окисления химических элементов, образующих вещества

1. Реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов – ОВР

н.2AIo + Fe2+3O3-2 → AI2+3O3-2 + 2 Feo

(в сложных ОВР коэффициенты подбирают с помощью метода электронного баланса)



Экзотермические Эндотермические

(выделение энергии) (поглощение энергии)

Количество выделенной или поглощенной в результате реакции энергии называют тепловым эффектом реакции, а уравнение химической реакции с указанием этого эффекта – термохимическим уравнением.

н. 4P + 5 O2 = 2 P2O5 + Q N2 + O2 = 2 NO – Q

3.Реакции, по агрегатному состоянию реагирующих веществ (фазовому составу)

1. Гетерогенные реакции – реакции, в которых, реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях (в разных фазах)

н. 2AI (тв) + 3 CuCI2 (р - р) = 3 Cu (тв) + 2 AICI3(р - р)

1. Гомогенные реакции – реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии (в одной фазе)

н. H2 (г)+F2 (г) = 2 HF(г)

4.Реакции, по участию катализатора

1. Некаталитические реакции, идущие без участия катализатора

н. 2HgO → 2 Hg + O2↑

1. Каталитические реакции, идущие с участием катализатора (более 70% химических производств используют катализаторы)

н .2 KCIO3 MnO2.t 2 KCI + 3 O2↑

5.Реакции, по направлению

Необратимые Обратимые

1. Необратимые реакции протекают в данных условиях только в одном направлении (в результате реакции образуется ↑, ↓, или Н2О)

н. NaOH + HNO3 = NaNO3 + H2O

1. Обратимые реакции в данных условиях протекают одновременно в двух противоположных направлениях

6.Реакции, по механизму протекания

1. Радикальные реакции идут между образующимися в ходе реакции радикалами и молекулами

Ионные реакции идут между уже имеющимися или образующимися в ходе реакции - ионами (ионные уравнения в растворах электролитов)

7.Реакции, по виду энергии, инициирующей реакцию

1. Фотохимические – их инициирует световая энергия

н. реакции фотосинтеза, реакция хлорирования метана (с. 82)

1. Радиационные реакции – инициируются рентгеновскими лучами, ядерными излучениями
2. Электрохимические реакции – инициирует электрический ток (реакции промышленного получения неорганических окислителей)
3. Термохимические реакции – инициирует тепловая энергия

**Тема урока: Скорость химической реакции. Обратимость химических реакций.**

**Скорость химической реакции**— изменение количества вещества в единицу времени в единице объема реакционной среды (на единицу поверхности).

    Реакции гомогенные и гетерогенные.  Формула выражения скорости реакции.

**Факторы, влияющие на скорость химической реакции:**

**а) природа реагирующих веществ;**

     К активнее Mg, и будет интенсивнее реагировать с водой; Mg активнее Zn, и будет интенсивнее реагировать с HСl.

**б) концентрация реагирующих веществ; давление (для газов);**

     Чтобы осуществилось химическое взаимодействие между какими-то частицами, они должны эффективно столкнуться. Чем больше концентрация реагирующих веществ, тем больше столкновений и, соответственно, выше скорость реакции.

      Горение веществ в чистом кислороде активнее, чем в воздухе.

**в) поверхность соприкосновения реагирующих веществ;**

     Твердые реагирующие вещества следует измельчать, растирать, т. е. нарушать структуру кристаллической решетки, т. к. частицы на микрокристалле реакционноспособнее, чем те же частицы на «гладкой поверхности».

 Zn в порошке интенсивнее реагирует с НСl, чем Zn в гранулах.

**г) температура;**

     Чем выше температура, тем больше активных частиц, т. к. увеличивается скорость их движения, что приводит к большому числу соударений при взаимодействии друг с другом. Наблюдается увеличение скорости реакции.

 Реакция между кислородом и водородом  при t = 20  за 54 млрд лет протекает на 15%,  при t = 500  - за 50 мин, при t = 700 - мгновенно.

**Правило Вант — Гоффа.**При повышении температуры на каждые 10    скорость химической реакции увеличивается в 2 — 4 раза. Эту величину называют температурным коэффициентом реакции.

**д) катализаторы; ингибиторы.**

    Катализатор – вещество, которое в незначительных количествах существенно увеличивает скорость химической реакции, не изменяя после ее окончания своего химического состава.

    Ингибиторы – замедляют скорость химических реакций.

     Ингибиторы реагируют с высокой скоростью с активными частицами и образуют малоактивные соединения. Скорость реакции замедляется, и химическая реакция прекращается.

Ингибиторы стабилизируют кислоты при их перевозке в стальной таре.

Очень эффективно работают катализаторы и ингибиторы в живом организме.

Катализаторы в живом организме называются ферментами. Благодаря им в живом организме при невысокой температуре с большой скоростью протекает множество сложных реакций. Ферменты отличаются особой специфичностью, каждый из них ускоряет только одну химическую реакцию с выходом 100%.

Ингибиторы в живом организме подавляют различные вредные реакции окисления в клетках тканей, которые могут инициироваться радиоактивным излучением.

**3. Реакции необратимые и обратимые. Признаки необратимости.**

**Необратимые реакции и**меют признаки необратимости: выпадение осадка, образование слабого электролита, который разлагается на воду и углекислый газ, образование воды — очень слабого электролита.

     Остальные реакции при одних и тех же условиях могут протекать как в прямом, так и в обратном направлении. **Являются обратимыми.**

Большинство реакций являются обратимыми. Если речь идет о замкнутой системе, то при определенных условиях необратимая реакция становится обратимой.

**Химическое равновесие.**

     Состояние системы, при которой скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется **химическим равновесием.**

**С**остояние химического равновесия может сохраняться долго при неизменных внешних условиях: температуры, концентрации исходных веществ или конечных продуктов, давления (если в реакции участвуют газы).

Если изменить эти условия, можно перевести систему из одного равновесного состояния в другое, отвечающее новым условиям.

Такой переход называется смещением или **сдвигом равновесия.**

Управление смещения можно предсказать, пользуясь **принципом Ле Шателье.**

**Факторы, вызывающие смещение химического равновесия.**

**Принцип Ле Шателье.**

    Управление смещения можно предсказать, пользуясь **принципом Ле**

**Шателье.**

     При воздействии на равновесную систему извне (изменить концентрацию, давление, температуру) равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это воздействие.

1. **Изменение концентрации.**

2 SO2+ O2= 2 SO3+ Q

**Если увеличить концентрацию конечных продуктов, то** равновесие сместиться в сторону образования исходных продуктов, т. е.**преобладает обратная реакция.**

**Если увеличить концентрацию исходных продуктов,**то равновесие сместиться в сторону образования конечных продуктов, т. е. **преобладает прямая реакция.**

**При уменьшении концентрации конечных продуктов реакции**равновесие смещается в сторону их образования, **преобладает прямая реакция.**

**При уменьшении концентрации исходных продуктов реакции**равновесие смещается в сторону образования исходных продуктов реакции, **преобладает обратная реакция.**

1. **Влияние изменения давления.**

3 H2+ N2 = 2 NH3

При увеличении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов уменьшается.

При уменьшении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов увеличивается.

Если объемы газообразных продуктов одинаковы как в прямой, так и в обратной реакции — изменение давления не оказывает смещения равновесия.

1. **Влияние изменения температуры.**

При повышении температуры химическое равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.

           CO2+ C = 2CO – Q

При понижении температуры химическое равновесие смещается в сторону экзотермической реакции.

2 SO2+ O2= 2 SO3+ Q