

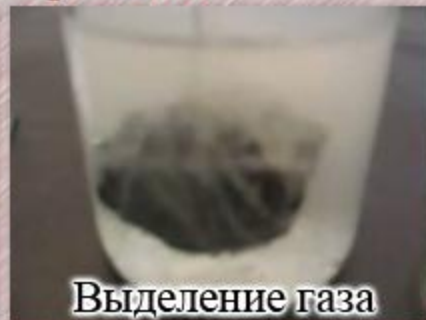
*Презентация на тему:
«Химические реакции»*

Классификация химических реакций

Реакции соединения, разложения,
замещения, обмена.

- **Химические реакции – это** явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества - с другим составом и другими свойствами. При этом в составе атомных ядер изменений не происходит.

1. Признаки химической реакции



2. Химическое равновесие



3. Скорость и условия реакции

Реагенты



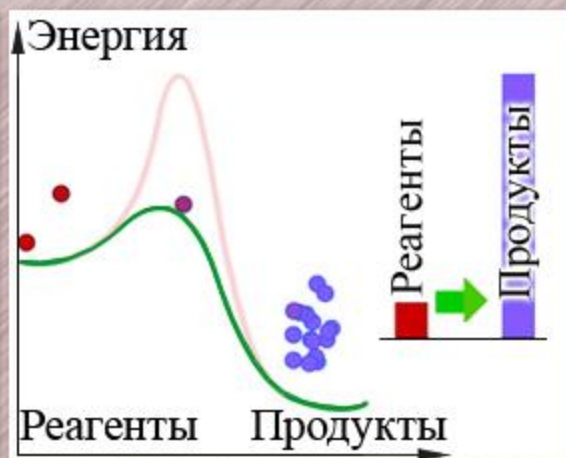
Температура



Площадь поверхности

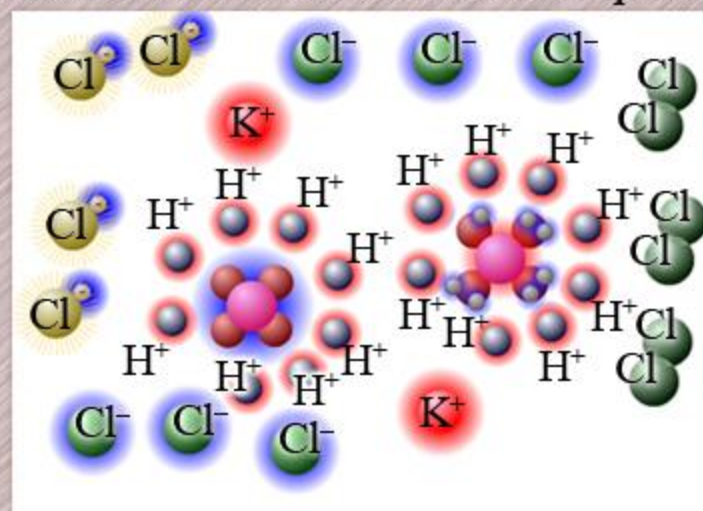


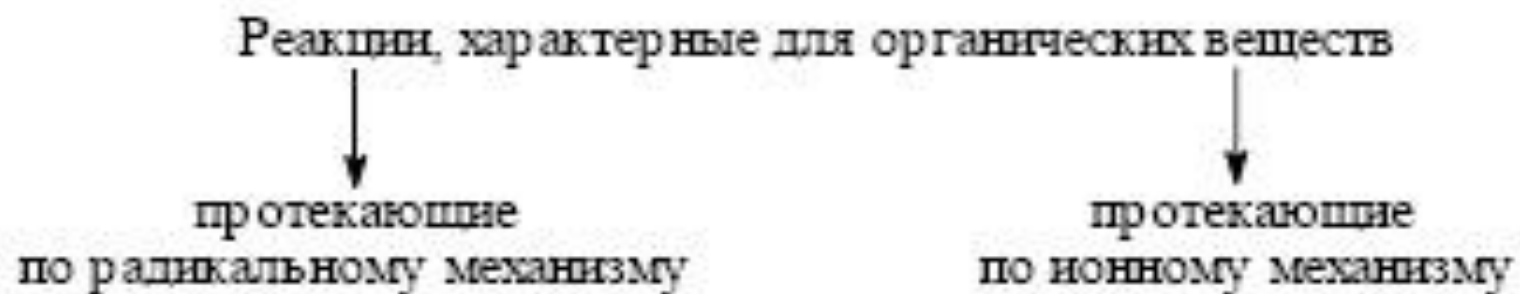
Катализатор



4. Типы реакций

Окислительно-восстановительная реакция





Реакции соединения - это реакции, в результате которых образуется из одного или нескольких простых или сложных веществ одно сложное.

РЕАКЦИЯ СОЕДИНЕНИЯ

СХЕМА



ПРИМЕРЫ



Реакции разложения – это химические реакции, в которых из одного, более сложного вещества образуются два или более других, более простых веществ.

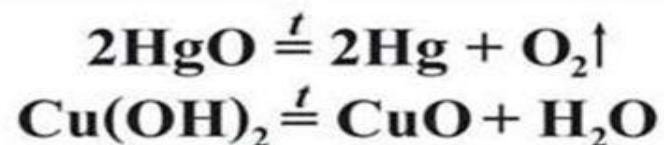


РЕАКЦИЯ РАЗЛОЖЕНИЯ

СХЕМА



ПРИМЕРЫ

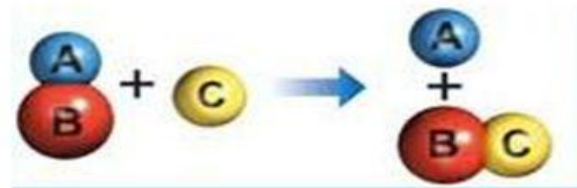


Реакции замещения – это реакции между простым и сложным веществом, в результате которой образуются другие простое и сложное вещества: $A + BC = B + AC$.

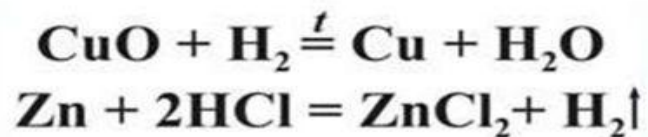


РЕАКЦИЯ ЗАМЕЩЕНИЯ

СХЕМА



ПРИМЕРЫ

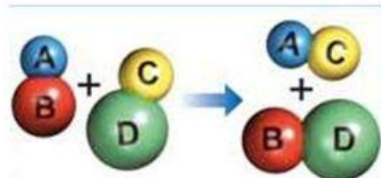


Реакции обмена – это реакции между двумя сложными веществами, которые обмениваются своими составными частями.

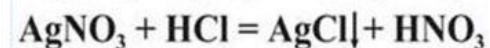
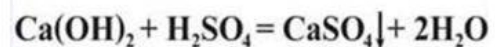


РЕАКЦИЯ ОБМЕНА

СХЕМА



ПРИМЕРЫ



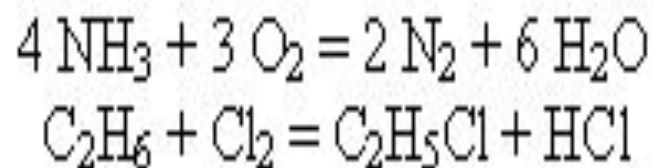
<i>Реакции</i>	
<i>разложения</i>	<i>соединения</i>
$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$
$\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl}$
$4\text{HNO}_{3\text{конц}} \xrightarrow{\text{свет}} 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HNO}_3$
<i>замещения</i>	<i>обмена</i>
$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightleftharpoons \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{ZnSO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$
$\text{O}_2 + 4\text{HI} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{I}_2$	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{разб}} \rightleftharpoons \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{KOH} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Каталитические реакции

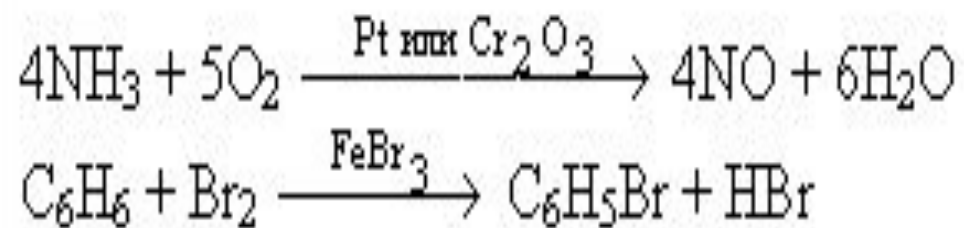
Каталитические реакции - это химические реакции, протекающие с участием катализатора. В зависимости от положительного или отрицательного каталитического действия скорость основной реакции может увеличиваться и уменьшаться. В каталитических реакциях катализатор вводится в небольших количествах и не расходуется. Одна и та же реакция может выступать как некаталитическая и как каталитическая, при использовании катализатора ее скорость возрастает.

Примеры

Некаталитические реакции –
реакции, протекающие без
катализатора



Каталитические реакции –
реакции, требующие
присутствия катализатора



Обратимые и необратимые реакции

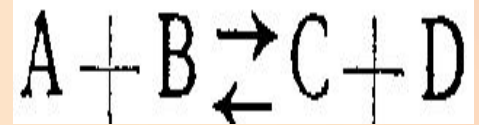
Реакции, которые протекают одновременно в противоположных направлениях, называются обратимыми.

Такие реакции **обозначаются** противоположно направленными стрелками.

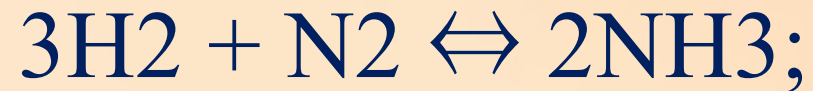
Реакцию, протекающую слева направо, называют прямой, а противоположную — **обратной**.

Такое состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называется **химическим равновесием**.

Обратимая реакция, протекающая в растворе электролита, может быть выражена общим уравнением:



Например:



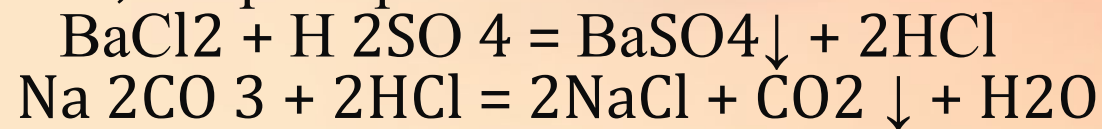
Реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных реагирующих веществ в конечные вещества, называются **необратимыми**.

Примером такой реакции может служить разложение хлората калия (бертолетовой соли) при нагревании:

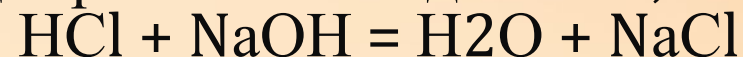


Необратимыми называются такие реакции, при протекании которых:

1) образующиеся продукты уходят из сферы реакции - выпадают в виде осадка, выделяются в виде газа, например:



2) образуется малодиссоциированное соединение, например вода:

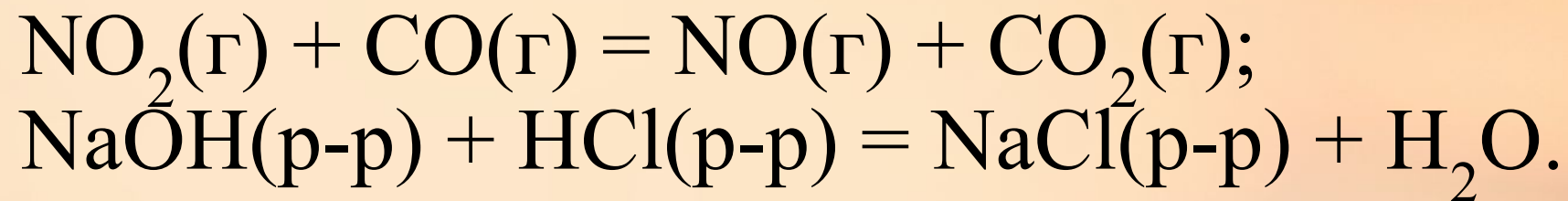


3) реакция сопровождается большим выделением энергии, например горение магния



Гомогенные и гетерогенные реакции

Гомогенные реакции(от греч. «homogenes» — однородный) - это химические реакции между веществами, находящимися в одной фазе. Параметры гомогенных реакций имеют одинаковые значения или изменяются непрерывно:



Гетерогенные реакции – это химические реакции с участием веществ, находящихся в различных фазах и составляющих в совокупности гетерогенную систему. Типичные гетерогенные реакции: термическое разложение солей с образованием газообразных и твердых продуктов (например, $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$), восстановление оксидов металлов водородом или углеродом (например, $\text{PbO} + \text{C} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}$), растворение металлов в кислотах (например, $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$), взаимодействие твердых реагентов ($\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NiO} \rightarrow \text{NiAl}_2\text{O}_4$).

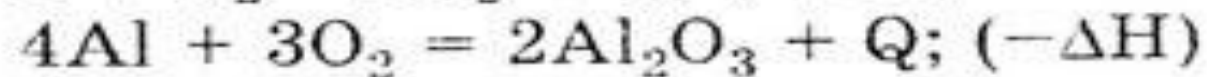
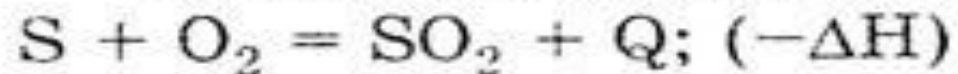
Экзотермические и эндотермические реакции

Экзотермическая реакция — это химическая реакция, сопровождающаяся выделением теплоты. Многие окислительно-восстановительные реакции являются экзотермическими. Одна из таких красивых реакций - внутримолекулярное окисление-восстановление, протекающее внутри одной и той же соли - дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

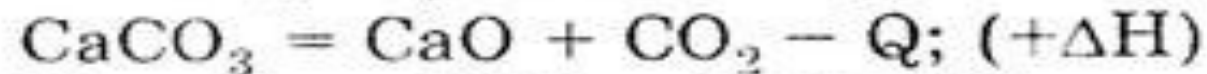
$$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{энергия}.$$

Эндотермические реакции (от др.-греч. ἔνδον — внутри и θερμη — тепло) — химические реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты. Для эндотермических реакций изменение энтальпии и внутренней энергии имеют положительные значения ($\Delta H > 0$; $\Delta U > 0$), таким образом, продукты реакции содержат больше энергии, чем исходные компоненты.

Экзотермические реакции:



Эндотермические реакции:



Тепловой эффект химической реакции

Тепловой эффект - количество теплоты, выделившееся или поглощенное химической системой при протекании в ней химической реакции.

Тепловой эффект обозначается символами Q или ΔH ($Q = -\Delta H$). Его величина соответствует разности между энергиями исходного и конечного состояний реакции:
$$\Delta H = H_{\text{кон.}} - H_{\text{исх.}} = E_{\text{кон.}} - E_{\text{исх.}}$$

Реакции, протекающие с выделением теплоты, проявляют положительный тепловой эффект ($Q > 0$, $\Delta H < 0$) и называются экзотермическими.

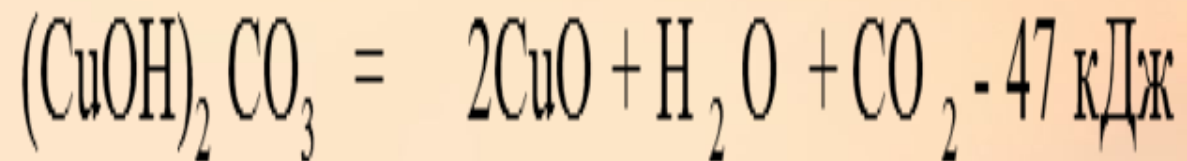
Реакции, которые идут с поглощением теплоты из окружающей среды ($Q < 0$), т.е. с отрицательным тепловым эффектом, являются эндотермическими.

В ходе реакции происходит разрыв связей в исходных веществах и образование новых связей в продуктах реакции. Поскольку образование связи идет с выделением, а ее разрыв - с поглощением энергии, то химические реакции сопровождаются энергетическими эффектами. Энергия выделяется, если рвущиеся связи в исходных веществах менее прочны, чем связи, образующиеся в продуктах реакции, в противном случае — энергия поглощается. Обычно энергия выделяется и поглощается в форме теплоты, т.е. химическая форма энергии преобразуется в тепловую. Таким образом, химические реакции сопровождаются тепловыми эффектами.

Термохимические уравнения

Термохимические уравнения реакций - это уравнения, в которых около символов химических соединений указываются агрегатные состояния этих соединений или кристаллографическая модификация и в правой части уравнения указываются численные значения тепловых эффектов.

Например: Термохимическое уравнение разложения малахита



Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) (реакции окисления-восстановления) происходят с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. При окислении веществ степень окисления элементов возрастает, при восстановлении - понижается.

Первоначально окислением называли только реакции веществ с кислородом, восстановлением - отнятие кислорода. С введением в химию электронных представлений понятие окислительно-восстановительных реакций было распространено на реакции, в которых кислород не участвует.

В неорганической химии окислительно-восстановительные реакции (ОВР) формально могут рассматриваться как перемещение электронов от атома одного реагента (восстановителя) к атому другого (окислителя).

Метод электронного баланса для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

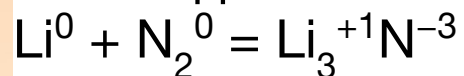
Метод электронного баланса — один из методов уравнивания окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Заключается в том чтобы на основании степеней окисления расставить коэффициенты в ОВР. Для правильного уравнивания следует придерживаться определённой последовательности действий:

- 1) Найти окислитель и восстановитель.
- 2) Составить для них схемы (полуреакции) переходов электронов, отвечающие данному окислительно-восстановительному процессу.
- 3) Уравнять число отданных и принятых электронов в полуреакциях.
- 4) Просуммировать порознь левые и правые части полуреакций.
- 5) Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции.

Теперь рассмотрим конкретный пример

Дана реакция: $\text{Li} + \text{N}_2 = \text{Li}_3\text{N}$

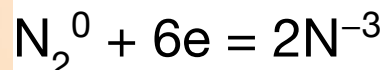
1. Находим окислитель и восстановитель:



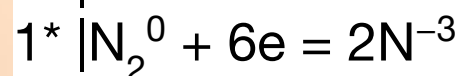
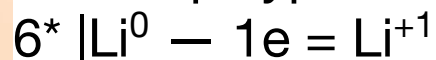
N присоединяет электроны, он-окислитель

Li отдаёт электроны, он-восстановитель

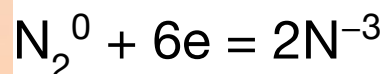
2. Составляем полуреакции:



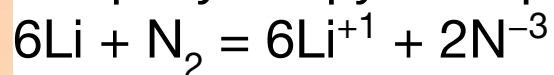
3. Теперь уравниваем число отданных и принятых электронов в полуреакции:



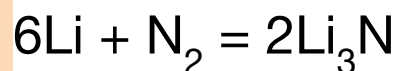
Получаем:



4. Просуммируем порознь левые и правые части полуреакций:



5. Расставим коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции:



Скорость химических реакций

Понятие о скорости химических реакций

Скорость химической реакции - это величина, показывающая как изменяются концентрации исходных веществ или продуктов реакции за единицу времени.

Для оценки скорости необходимо изменение концентрации одного из веществ.

Наибольший интерес представляют реакции, протекающие в **однородной (гомогенной) среде**.

Скорость реакции в гомогенной системе

$$U_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta \nu}{V \cdot \Delta \tau}$$

$$\Delta C_m = \frac{\Delta \nu}{V}$$

$$U_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta C_m}{\Delta \tau}$$

ν – скорость реакции

$[\nu] = \text{моль}/(\text{л} \cdot \text{с}) = \text{моль}/(\text{м}^3 \cdot \text{с})$

C_m – молярная концентрация

τ – время, (с)

ν – количество вещества,

(моль)

V – объём, (л)

Δ - изменение

$$U_{\text{гом}} = \pm \frac{(C_{\text{кон}} - C_{\text{нач}})}{(\tau_{\text{кон}} - \tau_{\text{нач}})}$$

Для гетерогенной реакции, скорость реакции определяется числом молей веществ, вступивших в или образующихся в результате реакции в единицу времени на единице поверхности:

Скорость реакции в гетерогенной среде

$$v_{\text{гет}} = \pm \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta \tau}$$

$$[v_{\text{гет}}] = \frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{с}}$$

► S – площадь поверхности, (м²)

Зависимость скорости химических реакций от различных факторов: природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, поверхности соприкосновения и использования катализаторов.

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры и от присутствия в системе катализаторов. В тех случаях, когда для протекания реакции необходимо столкновение двух реагирующих частиц (молекул, атомов), зависимость скорости реакции от концентраций определяется законом действия масс при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Зависимость скорости реакций от природы реагирующих веществ. Чем выше химическое сродство реагирующих веществ, тем энергичнее и быстрее происходит реакция между ними. Например, водород с фтором реагирует даже при низкой температуре со взрывом, тогда как водород с кислородом взаимодействуют только при высокой температуре.

Скорость реакции тем больше, чем выше концентрация веществ. С сильно разбавленной кислотой цинк будет реагировать значительно дольше.

Скорость реакции значительно повышается с повышением температуры. Например, для горения топлива необходимо его поджечь, т.е. повысить температуру. Для многих реакций повышение температуры на 10°C сопровождается увеличением скорости в 2—4 раза.

Скорость гетерогенных реакций увеличивается с увеличением поверхности реагирующих веществ. Твердые вещества для этого обычно измельчают. Например, чтобы порошки железа и серы при нагревании вступили в реакцию, железо должно быть в виде мелких опилок.

Скорость реакции зависит от наличия катализаторов или ингибиторов.