

## Задания

1. Ознакомиться с материалами лекции
2. Ответить на вопросы.
3. Что такое химические реакции?
4. По каким признакам классифицируют химические реакции?
5. Приведите примеры реакций соединения, разложения, замещения, обмена.
6. По признаку выделения или поглощения тепла какими бывают реакции?
7. Чем обратимые реакции отличаются от необратимых?
8. Что такое окислительно-восстановительные реакции? Чем обусловлено изменение степеней окисления в ходе окислительно-восстановительных реакций?
9. Как называется: а) процесс отдачи электронов, б) процесс присоединения электронов? Как изменяются степени окисления атомов в этих процессах?
10. Как называются частицы (атомы, молекулы, ионы), которые: а) отдают электроны, б) присоединяют электроны?
11. Какие вещества могут выступать в роли: а) только окислителей, б) только восстановителей? Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры.
12. Приведите формулы и названия: а) важнейших веществ-окислителей, б) важнейших веществ-восстановителей.

Готовые работы присылать на почту [vitalina2517@mail.ru](mailto:vitalina2517@mail.ru) не позднее 08.05.2023

Если у вас возникли вопросы, обращайтесь по телефону 0721401876

Классификация химических реакций. Реакции соединения, разложения, замещения, обмена. Окислительно-восстановительные реакции.

План лекции:

1. **Классификация химических реакций**
2. Важнейшие восстановители и окислители
3. Диспропорционирование

## Классификация химических реакций

Из определения химии как науки ясно, что под **химической реакцией** понимают превращения одних веществ в другие.

При этом выполняются фундаментальные законы сохранения:

- общий атомный состав продуктов и реагентов одинаковы (атомы сохраняются);
- в реакции сохраняется суммарный заряд;
- энергия, выделяющаяся в ходе прямой реакции, равна энергии, поглощающейся в обратной ей реакции.

Химические реакции классифицируются по различным признакам.

1. По составу реагентов и продуктов реакции делятся на реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

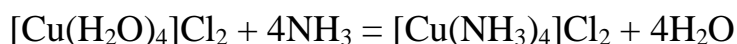
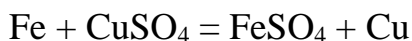
**Реакции соединения** - это такие реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество, например:



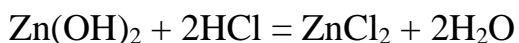
**Реакции разложения** - это такие реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ – простых или сложных, например:



**Реакции замещения** - это реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества или молекулы одного вещества замещают некоторые атомы (молекулы) в составе другого вещества. Например:

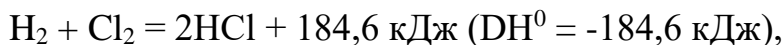


**Реакции обмена** - это такие реакции, в результате которых два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества. Например:



2. По признаку выделения или поглощения тепла реакции делят на экзотермические и эндотермические.

**Экзотермические** -это реакции, протекающие с **выделением** тепла, например:



где  $\text{DH}^0$  – тепловой эффект при постоянном давлении в стандартных условиях (см. в разделе 4).

**Эндотермические** -это реакции, протекающие с поглощением тепла из окружающей среды, например:



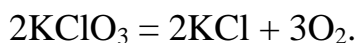
3. По признаку обратимости реакции подразделяются на обратимые и необратимые.

**Обратимые**- это такие реакции, которые могут протекать в двух взаимно противоположных направлениях при небольшом изменении условий (концентраций, температуры, давления), например:



В уравнениях обратимых реакций знак равенства заменяется двумя стрелками, направленными в противоположные стороны.

**Необратимые** -это реакции, протекающие до конца, т.е. до полного превращения реагентов в конечные продукты; причём обратная реакция не может быть проведена ни при каких условиях. Примером такой принципиально необратимой реакции может служить разложение бертолетовой соли при нагревании:

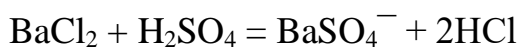
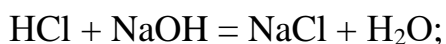


Реакция прекратится тогда, когда вся соль превратится в хлорид калия и кислород. Необратимых реакций немного. Большинство реакций являются обратимыми.

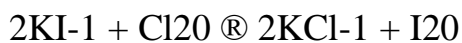
По признаку природы реагентов и продуктов реакции подразделяются на основно-кислотные, окислительно-восстановительные, комплексообразования и др.за солей, например:

**Основно-кислотные**реакции протекают без изменения степеней окисления. К ним относятся реакции между кислотами и основаниями,

солями и кислотами, солями и основаниями, а также реакции гидролиза солей, например:

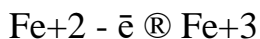
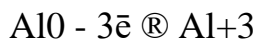
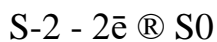
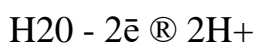


Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений называются окислительно - восстановительными.

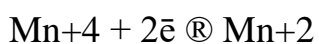


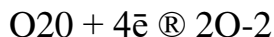
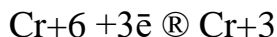
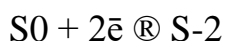
Окисление, восстановление

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



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





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

Окислительно-восстановительные свойства вещества и степени окисления входящих в него атомов

Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент. Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления могут служить только восстановителями, поскольку они способны лишь отдавать электроны, потому, что внешний энергетический уровень у таких атомов завершён восемью электронами. Минимальная степень окисления у атомов металлов равна 0, для неметаллов -  $(n-8)$  (где  $n$  - номер группы в периодической системе). Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями и восстановителями, в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют и от условий реакции.

Важнейшие восстановители и окислители

Восстановители	Окислители
Металлы,	Галогены.
водород,	Перманганат калия( $KMnO_4$ );
уголь.	манганат калия ( $K_2MnO_4$ );

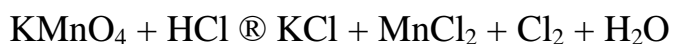
Оксид углерода (II) (CO).	оксид марганца (IV) (MnO <sub>2</sub> ).
Сероводород (H <sub>2</sub> S);	Дихромат калия (K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> );
оксид серы (IV) (SO <sub>2</sub> );	хромат калия (K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> ).
сернистая кислота H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> и ее соли.	Азотная кислота (HNO <sub>3</sub> ).
Галогеноводородные кислоты и их соли.	Серная
Катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl <sub>2</sub> , FeCl <sub>2</sub> , MnSO <sub>4</sub> , Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> .	кислота (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ) конц.
Азотистая кислота HNO <sub>2</sub> ;	Оксид меди(II) (CuO);
аммиак NH <sub>3</sub> ;	оксид свинца(IV) (PbO <sub>2</sub> );
гидразин NH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub> ;	оксид серебра (Ag <sub>2</sub> O);
оксид азота(II) (NO).	пероксид водорода (H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ).
Катод при электролизе.	Хлорид железа(III) (FeCl <sub>3</sub> ).
	Бертоллегова соль (KClO <sub>3</sub> ).
	Анод при электролизе.

## Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

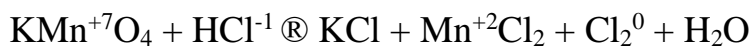
**Электронный баланс** - метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. *Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.*

Уравнение составляется в несколько стадий:

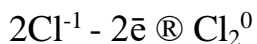
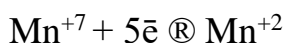
1. Записывают схему реакции.



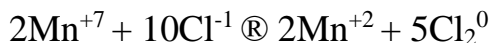
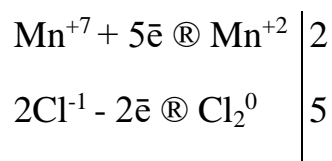
2. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.



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



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



5. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.



## Классификация окислительно-восстановительных реакций

### Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции

Окислитель и восстановитель находятся в разных веществах; обмен электронами в этих реакциях происходит между различными атомами или молекулами:



S - восстановитель; O<sub>2</sub> - окислитель



CO - восстановитель; CuO - окислитель



Zn - восстановитель; HCl - окислитель



KI - восстановитель; MnO<sub>2</sub> - окислитель.

Сюда же относятся реакции между веществами, в которых атомы одного и того же элемента имеют разные степени окисления



### Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции



Во внутримолекулярных реакциях окислитель и восстановитель находятся в одной и той же молекуле. Внутримолекулярные реакции протекают, как правило, при термическом разложении веществ, содержащих окислитель и восстановитель.



Cl<sup>+5</sup> - окислитель; O<sup>-2</sup> - восстановитель



N<sup>+5</sup> - окислитель; N<sup>-3</sup> - восстановитель



N<sup>+5</sup> - окислитель; O<sup>-2</sup> - восстановитель



Cr<sup>+6</sup> - окислитель; N<sup>-3</sup> - восстановитель.

Диспропорционирование - окислительно-восстановительная реакция, в которой один элемент одновременно повышает и понижает степень окисления.



