

Практическое занятие 1

Тема: Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и полуреакций.

Цель занятия: сформировать умение определять степени окисления элементов, составлять электронные уравнения, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и полуреакций, определять окислитель и восстановитель.

Общие сведения

Все химические реакции **по признаку изменения степеней окисления** участвующих в них атомов можно разделить на два типа: **ОВР** (протекающие с изменением степеней окисления) и **не ОВР**.

Степень окисления – условный заряд атома в молекуле, рассчитанный, исходя из предположения, что в молекуле существуют только ионные связи.

Для определения принадлежности той или иной реакции к окислительно-восстановительной, необходимо сделать следующее:

1. Определить степени окисления каждого элемента в левой и в правой частях;
2. Сравнить степени окисления одного и того же элемента справа и слева;
3. Сделать вывод: если степени окисления слева и справа у одного элемента отличаются, то это – ОВР. Если нет, то данная реакция не проявляет окислительно-восстановительных свойств.

ЛАЙФХАК: Если с одной стороны есть любое простое вещество, то это 100% ОВР

Любая ОВР представляет собой совокупность процессов отдачи и присоединения электронов.

Окислители – это частицы (атомы, молекулы или ионы), которые принимают электроны в ходе химической реакции. При этом степень окисления окислителя понижается, а сами окислители восстанавливаются.

Восстановители – это частицы (атомы, молекулы или ионы), которые отдают электроны в ходе химической реакции. При этом степень окисления восстановителя повышается, а сами восстановители окисляются.

Классификация ОВР

Окислительно-восстановительные реакции принято делить на четыре типа:

1. Межмолекулярные реакции

Протекают с изменением степени окисления разных элементов из разных реагентов. При этом образуются разные продукты окисления и восстановления.

2. Внутримолекулярные реакции

Протекают с изменением степени окисления разных элементов из одного реагента. При этом образуются разные продукты окисления и восстановления.

3. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления). Окислитель и восстановитель – один и тот же элемент одного реагента, который при этом переходит в разные продукты.

4. Сопропорционирование (контрдиспропорционирование)
Окислитель и восстановитель – это один и тот же элемент, который из разных реагентов переходит в один продукт. Реакция, обратная диспропорционированию.

Для составления уравнений ОВР можно использовать метод электронного баланса (электронных схем) или метод электронно-ионного баланса.

Метод электронного баланса

При расстановке коэффициентов в уравнениях ОВР придерживаются следующего плана:

1. Запишем схемы реакций, вычислим степени окисления элементов и определим элементы, у которых они меняются.
2. Составим схемы, отражающие процессы перехода электронов
3. Определим, какой процесс является окислением, а какой – восстановлением; какой элемент является окислителем, а какой – восстановителем.
4. Уравняем число отданных и принятых электронов. Для этого найдём наименьшее общее кратное для числа отданных и числа принятых электронов. В результате деления наименьшего общего кратного на число отданных и принятых электронов находим коэффициенты.
5. Перенесём коэффициенты в исходную схему, преобразуя её в уравнение реакции.

Метод электронно-ионного баланса:

В методе полуреакций при составлении уравнений ОВР следует придерживаться той же формы записи, что и для уравнений реакций ионного обмена, а именно: в виде ионов записывают формулы сильных электролитов (сильных кислот, щелочей, растворимых средних солей); в молекулярной форме записывают формулы малорастворимых, малодиссоциирующих и газообразных соединений.

Используя метод полуреакций, практически всегда приходится сталкиваться с необходимостью уравнивать число атомов кислорода в левой и правой части схемы полуреакции. В зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной – при уравнивании числа атомов кислорода нужно учитывать следующие правила:

- В кислых средах **избыток кислорода** в исходных веществах по сравнению с продуктами связывается ионами водорода с образованием молекул воды.
- В нейтральных и щелочных средах **избыток кислорода** связывается молекулами воды с образованием гидроксид-ионов.
- **При недостатке кислорода** в кислой и нейтральной среде присоединение кислорода осуществляется за счёт молекул воды и сопровождается образованием ионов водорода.
- **При недостатке кислорода** в щелочной среде присоединение кислорода происходит за счёт гидроксид-ионов с образованием молекул воды.

Практическая часть:

Вариант 1

1. Определите степени окисления у каждого элемента в следующих соединениях:

Na_2SO_4 , K_2SO_3 , CH_4 , FeCl_2 , CaF_2 , CCl_3 , PCl_5 , F_2O , HNO_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$, H_3PO_4 , RbOH , LiCl , HNO_3 , SiH_4 .

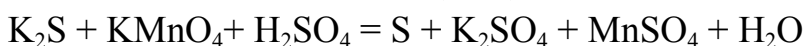
2. По названиям веществ составьте формулы бинарных соединений и укажите степени окисления каждого элемента:

1. гидрид лития
2. сульфид магния
3. фосфид алюминия
4. оксид натрия
5. хлорид кальция
6. оксид хрома (IV)

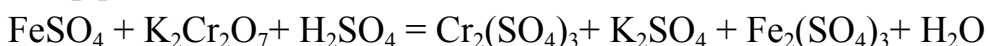
3. Составьте электронные уравнения, укажите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель в следующих сокращённых уравнениях ионных реакций:

- a) $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$;
- б) $2\text{Fe}^{3+} + \text{Hg} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{Hg}^{2+}$;
- в) $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 = \text{Cu} + 2\text{H}^+$;
- г) $2\text{Al} + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2$.

4. Расставьте коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций, пользуясь методом электронного баланса:



5. Методом ионно-электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:



Вариант 2

1. Определите степени окисления у каждого элемента в следующих соединениях:

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, KClO_4 , PH_3 , Na_2S , SO_2 , LiH , O_3 , KCl , KClO_3 , H_2CO_3 , ZnBr_2 , $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$, H_3PO_4 , HCl , BaO .

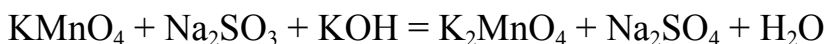
2. По названиям веществ составьте формулы бинарных соединений и укажите степени окисления каждого элемента:

1. гидрид кальция
2. сульфид бериллия
3. фосфид хлора (V)
4. оксид рубидия
5. хлорид бария
6. оксид хрома (III)

3. Составьте электронные уравнения, укажите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель в следующих сокращенных уравнениях ионных реакций:

- а) $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$;
- б) $\text{Mn}^{+7} + \text{N}^{+3} = \text{Mn}^{+2} + \text{N}^{+5}$;
- в) $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{+2} + \text{H}_2^0$
- г) $2\text{Bi}^{+3} + 3\text{Sn}^{+2} = 2\text{Bi}^0 + 3\text{Sn}^{+4}$.

4. Расставьте коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций, пользуясь методом электронного баланса.



5. Методом ионно - электронного баланса расставьте стехиометрические коэффициенты:

