**Задание:**

1. **Прочитать материалы**
2. **Приготовить конспект**
3. **Фото конспекта отправить на почту А.П. Лескову (****leskova-olga@inbox.ru****) до 25.11.20**

**Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)**

1. Составление уравнений ОВР методом полуреакций.
2. Основные типы окислительно - восстановительных реакций.
3. Важнейшие окислители и восстановители.

Большинство реакций являются окислительно-восстановительными реакциями (ОВ-реакциями). Они широко встречаются в природе, технике, быту, имеют большое биологическое значение. Фотосинтез, дыхание, гниение – все это ОВ-реакции. Много ОВ-реакций протекает в живых организмах.

В основе современных представлений об ОВ-реакциях лежат электронные представления, которые были предложены русским ученым Писаржевским в 1913г.

**ОВ-реакции** – это такие реакции, которые протекают с переходом электронов от одних частиц (восстановителя) к другим (окислителю), например, при вытеснении цинком меди из раствора сульфата меди (II).

CuSO4 + Zn → Сu + ZnSO4

При этом два электрона от атома цинка переходят к ионам меди, поэтому данная реакция будет ОВ-реакцией.

Можно дать и другое определение: **ОВ-реакция** – это реакция, протекающая с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ.

Например, . В этой реакции изменяют степени окисления атомы цинка и меди, поэтому она будет ОВ-реакцией.

При протекании ОВ-реакции происходит процесс окисления и процесс восстановления.

**Окисление** – это процесс отдачи электронов частицей (молекулой, атомом, ионом). Частица, отдавая электроны, окисляется, а сама является восстановителем по отношению к другой частице.

Zn° − 2e → Zn2+ - процесс окисления, а цинк будет восстановителем.

При окислении степень окисления атома повышается (цинк повышает степень окисления от нуля до +2, то есть переходит из менее окисленного состояния Zno в более окисленное состояние Zn2+).

**Восстановление** – это процесс присоединения электронов частицей. Частица, присоединяя электроны, восстанавливается, а сама является окислителем по отношению к другой частице.

Cu2+ + 2e → Cu° - процесс восстановления, а ион Cu2+ будет окислителем. При восстановлении степень окисления атома уменьшается (медь понижает степень окисления с +2 до нуля).

Окисление и восстановление – это два неразрывно связанных процесса, то есть единый процесс в ОВ- реакции. Один без другого протекать не могут, то есть в ОВ - реакции одновременно с процессом окисления происходит и процесс восстановления. При этом сколько электронов отдает восстановитель при окислении, столько же электронов принимает окислитель при восстановлении и, таким образом, во всей ОВ-реакции не может быть ни лишних, ни недостающих электронов. Так в реакции одновременно с процессом окисления Zn, отдающего электроны, происходит процесс восстановления ионов Cu2+, принимающего два электрона. Таким образом, окисление и восстановление – это два сопряженных процесса в ОВ-реакции, а окислитель и восстановитель (Cu2+ и Znо) составляют **сопряженную пару** в вышеприведенной ОВ-реакции.

Окислительно-восстановительные свойства элементов зависят от строения атома данного элемента и определяются положением элемента в ПСЭ. В периоде слева направо (→) восстановительные свойства элементов уменьшаются, а окислительные свойства увеличиваются. В главных подгруппах сверху вниз восстановительные свойства элементов увеличиваются. Поэтому чем правее и выше находится элемент в ПСЭ, тем будет проявлять более сильные окислительные свойства. Самыми сильными окислителями поэтому являются галогены (кроме иода) и кислород. И наоборот, чем левее и ниже находится элемент в ПСЭ, тем сильнее проявляет восстановительные свойства. Поэтому самыми сильными восстановителями являются щелочные (Na, K, Cs и др.) и щелочноземельные (Ca, Sr, Ba) металлы.

Окислительно-восстановительные свойства зависят также от степени окисления элемента в веществе:

1. Если элемент (например, Mn и Cr) находится в **высшей** степени окисления (например, KMnO4, K2Cr2O7 и др.), то он может только понижать степень окисления, то есть только принимать электроны, являясь только **окислителем**.
2. Если элемент (например, йод и сера) находится в **низшей** степени окисления (KI, Na2S и др.), то может только повышать степень окисления, являясь только **восстановителем**.
3. Если элемент может проявлять в соединениях различную степень окисления и при этом в данном соединении имеет промежуточную степень окисления (Na2SO3, NaNO2, MnO2), то данный элемент может и повышать степень окисления, и понижать, то есть может и окисляться, и восстанавливаться, проявляя **окислительно-восстановительную двойственность** (то есть может быть и окислителем, и восстановителем). Например, в КNO2 азот имеет промежуточную степень окисления, равную +3 и может повышать ее до +5 (окисляясь до КNO3), и понижать до +2 (NO), то есть КNO2 может быть и окислителем, и восстановителем.

Вначале подбирают исходные реагирующие вещества, среди которых должен быть окислитель и восстановитель (А + В). Затем записывают продукты реакции (Д + Е), в которые превращаются исходные вещества. В результате получили схему ОВ-реакции: А + В → Д + Е.

Затем расставляются коэффициенты в уравнении ОВ-реакции. Для составления уравнений ОВ-реакций используются два метода:

1. Метод электронного баланса;
2. Ионно-электронный метод или метод полуреакций.

Разберем оба метода в отдельности.

Дана молекулярная схема реакции:

Mn + AgNO3 → Mn(NO3)2 + Ag

Необходимо расставить коэффициенты.

1. Определяем степень окисления всех элементов во всех исходных и образующихся веществах и отмечаем (то есть пишем) степени окисления только тех элементов, у которых степень окисления изменилась (то есть у серебра и марганца):

Mnо + Ag+1NO3 → Mn+2(NO3)2 + Agо

1. Определяем окислитель и восстановитель. Марганец повышает степень окисления от нуля до +2, то есть отдал два электрона, поэтому окисляется, являясь восстановителем. Серебро понижает степень окисления от +1 до нуля, поэтому восстанавливается, принимая один электрон, являясь окислителем.
2. Составляем схему перемещения электронов от восстановителя к окислителю, то есть составляем уравнения процессов окисления и восстановления:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Mno – 2e → Mn+2 | 2 | 2 | 1 |
| Ag+1 + 1e → Ago | 1 | 2 |

Так как должен быть электронный баланс во всей ОВ-реакции (то есть сколько электронов отдает восстановитель, то столько же электронов должен принять окислитель), то на один атом марганца Mno требуется два иона серебра Ag+, то есть получаем:

Mno + 2Ag+ - 2e + 2e → Mn+2 + 2Ago

В самом деле, один атом марганца отдает два электрона, а два иона Ag+ присоединят **эти** два электрона. Таким образом, будет электронный баланс во всей ОВ-реакции и не будет ни лишних электронов, ни недостающих электронов.

В итоге получаем уравнение ОВ-реакции (вместе с коэффициентами):

Mn + 2AgNO3 → Mn(NO3)2 + 2Ag

1. **Метод полуреакций.**

Этот метод, как и метод электронного баланса, основывается на том положении, что число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем. Только метод электронного баланса рассматривает отдельные атомы элементов (Mn+7, Ag+, Cr+6, N-3), а метод полуреакций рассматривает частицы (ионы, молекулы), которые реально есть в растворе, в котором протекает ОВ-реакция.

Рассмотрим ОВ-реакцию, протекающую в кислой среде (среду создает H2SO4):

KMnO4 + KNO2 + H2SO4 → MnSO4 + KNO3 + K2SO4 + H2O

 это молекулярная схема реакции

Определяем степени окисления элементов, которые изменяют степени окисления (то есть марганца и азота), а затем определяем окислитель и восстановитель.

|  |
| --- |
| KMn+7O4 + KN+3O2 + H2SO4 → Mn+2SO4 + KN+5O3 + K2SO4 + окислитель восст-ль +К2SO4 + H2O |

Далее записываем ионную схему реакции: сильные и хорошо растворимые электролиты записываем в виде ионов; слабые электролиты, неэлектролиты, газы и осадки записываем в виде молекул:

K+ + MnO4−‾+ K+ + NO2− + H+ + SO42- → Mn2+ + SO42- + K+ + NO3− +

 K+ + SO42- + H2O

Затем составляем полуреакции окисления и восстановления, то есть процессы окисления и восстановления.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| MnO4− + 8Н+  | +5e → | Mn2+ + 4H2O | 5 | 10 | 2 | Полуреакция восстановления |
| -1 + 8 = +7 |  | +2 + 4⋅0 = +2 |  |  |  |
| NO2− + H2O  | –2e → | NO3− + 2H+ | 2 | 5 | полуреакцияокисления |
| -1 + 0 = -1 |  | -1 + 2 = +1 |  |  |  |
| 2MnO4−‾+ 16H+ + 5NO2− + 5Н2О → 2Mn2+ + 8 H2O + 5NO3− + 10Н+(это уравнение получили после сложения двух полуреакций) |

Н2О и ионы Н+ есть слева и справа, поэтому сокращаем:

2MnO4− + 6H+ + 5NO2− → 2Mn2+ + 3H2O + 5NO3−

Уравнение ОВ-реакции в молекулярной форме:

2KMnO4 + 5KNO2 + 3H2SO4 → 2MnSO4 + 5KNO3 + K2SO4 + 3H2O