**Лекция №6**

**Тема «Окислительно-восстановительные реакции»**

План:

1. Понятие об окислительно-восстановительных реакциях.
2. Понятие о степени окисления.
3. Сущность окислительно-восстановительных реакций
4. Метод электронного баланса
5. Метод электронно-ионный (полуреакций)
6. Классификация окислительно-восстановительных реакций
7. Значение ОВР

*Конспект лекции*

**1. Понятие об окислительно-восстановительных реакциях**

Окислительно-восстановительными реакциями называют процессы, сопровождающиеся переходом электроном от одного атома к другому, что ведёт к изменению степени окисления атомов элементов, участвующих в реакции. Это распространённый тип химических превращений, как в неорганической, так и в органической химии. Такие реакции составляют основу множества качественных и расчётных задач.

**2. Понятие о степени окисления**

Важно представлять себе, что это – это условная величина, которая показывает заряд того или иного элемента в соединении при условии, что все составляющие его частицы представляют собой ионы.

Степень окисления принято обозначать арабскими цифрами со знаком + или – перед цифрой или «0» над элементом в формуле соединения или римскими цифрами после символа элемента, например СuCl2 (II).

Понятие с.о. отчётливо характеризует отличие атомов, входящих в состав простых и сложных веществ. Оно позволяет также показать разницу в свойствах соединений одного и того же элемента, в которых с.о. имеет неодинаковое значение

Н2S-2 – низшая с.о., восстановитель;

Н2S+6О4 – высшая с.о., окислитель;

Н2S+4О3 - промежуточная с.о., восстановитель и окислитель

С.о. выражается числом частично или полностью смещённых электронов от атома одного элемента к другому в соединении, т.е. происходит смещение связующего электронного облака.

В простых веществах отсутствуют какое – либо смещение электронов, поэтому степень окисления равна нулю. Элементы, от атомов которых оттягиваются электроны (или условимся говорить для удобства: атомы отдают электроны), приобретают положительную степень окисления, а элементы, к атомам которых электроны притягиваются (или говорим: принимают электроны), окисления равна заряду иона.

**Алгоритм вычисления степени окисления**

1. В молекулах простых веществ степень окисления атомов равна нулю.
2. У кислорода в соединениях степень окисления равна – 2, исключение составляет:
3. фторид кислорода ОF2, где с.о. +2
4. пероксиды Н2О2, Nа2О2, где с.о. – 1
5. У фтора, как наиболее электроотрицательного элемента, во всех соединениях степень окисления равна – 1
6. У водорода в соединениях с электроотрицательными элементами - НF, НСl, НВr, Н2О, Н2S – степень окисления равна +1, а в соединениях с металлами NаН, СаН2 его степень окисления – 1;

Степень окисления металлов всегда положительная и численно равна валентности металла в соединении.

1. Степень окисления щелочных и щелочноземельных металлов в соединениях равна, соответственно, +1 и +2.

Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле равна нулю, а в ионе – заряду иона.

*Например,* определим степень окисления серы в Н2SО4. На основе вышеизложенного составляем уравнение и решаем его относительно х:

(+1)∙ 2 + х + 2 ∙ 4 = 0 степень окисления = +6

Определим степень окисления азота в ионе аммония NН4+. Рассуждаем аналогично:

Х + (+1) ∙ 4 = +1; Х = +1 – 4 Х= - 3

Следовательно, степень окисления азота – 3.

Степень окисления углерода в ионе СО32-

Х +(-2) ∙ 3 = -2 Х – 6 = - 2 Х = +6 – 2 Х = +4

**3.** **Сущность окислительно-восстановительных реакций**

Особенно большое значение имеет понятие степени окисления при изучении окислительно-восстановительных процессов.

Окислительно-восстановительными реакциями называются такие химические процессы, при которых изменяются степени окисления некоторых элементов вследствие полного или частичного перехода электронов от одних атомов или ионов к другим.

В ходе окислительно-восстановительных реакций возрастание степени окисления одного атома обязательно сопровождается понижением степени окисления другого атома.

Процесс отдачи электронов, сопровождающийся повышением степени окисления атома, называется *окислением,* процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления атома – *восстановлением.*

Оба процесса в системе протекают одновременно, причём число электронов, отданных в процессе окисления, равно общему числу электронов, присоединённых в процессе восстановления.

При составлении уравнений ОВР важно уверенно находить среди реагирующих веществ окислитель и восстановитель.

*Окислитель* – вещество, в состав которого входит элемент, способный принимать электроны.

*Восстановитель* – вещество, в состав которого входит элемент, отдающий электроны.

Для облегчения этой процедуры приведём классификацию окислителей и восстановителей, часто встречающихся в химических уравнениях.

Вещества, в состав молекул которых входят атомы элементов с высшей степенью окисления (S+6, Мn+7), обладают только окислительными свойствами, а сами восстанавливаются.

Распространённые окислители можно разделить на три основных типа:

неметаллы с высокой электроотрицательностью (присоединяют электроны, превращаясь в анионы):

Сl20 +2ē = 2Сl-

катионы (присоединяют электроны, образуя нейтральные атомы или молекулы):

Сu2+ +2ē =Сu0

ионы и молекулы, содержащие элемент с высокой степенью окисления (присоединяя электроны, этот элемент понижает свою степень окисления):

Мn+7 +5ē = Мn+2

Вещества в состав молекул, которых входят атомы элементов с низшей степенью элементов, отдают электроны, обладают только восстановительными свойствами в процессе окислительно-восстановительной реакции, а сами окисляются.

Распространённые восстановители можно разделить на три основных типа:

металлы (отдают электроны, превращаясь в катионы):

Ва0 - 2ē = Ва2+

неметаллы с высокой электроотрицательностью:

анионы (кислотные остатки бескислородных кислот) и некоторые гидриды:

2Вr- - 2ē =Вr20

Есть группа веществ, которые в зависимости от условий могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Признак такого вещества – наличие элемента с промежуточной степенью окисления.

**4. Метод электронного баланса**

Методика подбора стехиометрических коэффициентов в уравнениях ОВР основана на законах сохранения массы веществ и энергии. Поэтому число одних и тех же атомов в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаковым. Точно так же сумма зарядов исходных веществ тоже должна быть равна сумме зарядов продуктов реакции.

Применяются два метода составления уравнений реакции: электронный и метод полуреакций (электронно-ионый метод).

Основное требование обоих методов: число отданных восстановителем электронов должно равняться числу электронов, присоединяемых окислителем.

**Последовательность действий при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций:**

1. В заданной схеме реакций проставьте степень окисления над химическим знаком каждого элемента в формулах веществ (если можете сразу определить элементы, у которых изменяется степень окисления, то выполняйте сразу действия, указанные в пункте 3).
2. Подчеркните элементы, у которых степень окисления изменяется в процессе реакции.
3. Определите окислитель и восстановитель
4. Запишите происходящие при реакции перемещения электронов в виде электронных уравнений. В них указывается изменение степени окисления элементов и количество электронов, отданных восстановителем и присоединённых окислителем.
5. Вынесите число отданных и принятых электронов за вертикальную черту.
6. Определите число отданных и присоединённых электронов всей молекулой восстановителя и окислителя.
7. Найдите наименьшее общее кратное (НОК) числа отданных и принятых электронов всей молекулой восстановителя и окислителя.
8. Найдите основные коэффициенты, они определяются делением НОК на число отданных восстановителем и принятых окислителем электронов.
9. Расставьте основные коэффициенты в схеме реакции перед восстановителем и окислителем в левой части и, соответственно, перед окисленной и восстановленной формами в правой части.
10. Уравняйте атомы элементов, которые не изменили степень окисления
11. Проверьте правильность расстановки коэффициентов, сравнивая число атомов кислорода в правой и левой частях уравнения.

**ПРИМЕР 1.**

Составим уравнение реакции каталитического окисления аммиака кислородом.

Запишем схему реакции:

NH3 + O2→ NO + H2O

Расставляем степени окисления:

-3 0 +2 –2 -2

NH3 + O2→ NO + H2O

Находим окислитель и восстановитель:

- 3 +2 0 - 2

N→N ; О→ О

Считаем приобретаемые и отдаваемые электроны (не забывая, что в молекуле кислорода два атома):

- 3 +2

N→ - 5ē = N

0 - 2

О2 → +4ē = 2О

Находим наименьшее общее кратное (устно) и дополнительные множители:

- 3 +2

N→ - 5ē = N 4

0 - 2

О2 → +4ē = 2О 5

Дополнительные множители 4 и 5 будут коэффициентами в уравнении реакции:

один – при восстановителе, другой – при окислителе.

**5. Метод электронно-ионный (полуреакций)**

При расстановке коэффициентов электронно-ионным методом

необходимо учитывать среду раствора, в которой протекает реакция

баланс кислорода.

***Баланс кислорода***

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Среда реакции | Избыток атомов  кислорода | Недостаток атомов  кислорода |
| кислая | … + 2nH+ → nH2O + … | … + nH2O→ 2 nH+  + … |
| нейтральная | … + nH2O→ 2 nOH- + … | … + nH2O→ 2 nH+  + … |
| щелочная | … + nH2O→ 2 nOH- + … | … + 2 nOH-  → nH2O + … |

***Типичные окислители и восстановители.***

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Окислитель | Продукт восстановления | Уравнение полуреакции восстановления |
| *MnO4-в кислой среде* | *Mn2+* | *MnO4- + 8H+ +5ē = Mn2+ 4H2O* |
| *MnO4- в нейтральной среде* | *MnO2* | *MnO4- + 2H2 +3ē = MnO2 + 4OH-* |
| *MnO4-в щелочной среде* | *MnO42-* | *MnO4- + ē = MnO42-* |  |
| *HNO3(к) с тяжелыми металлами и неметаллами* | *NO2* | *NO3- + 2H+ + ē = NO2 + H2O* |
| *HNO3(к) с активными металлами* | *NO* | *NO3- + 4H+ + 3ē = NO+ 2H2O* |
| *HNO3 (р)с тяжелыми металлами* | *NO* | *NO3- + 4H+ + 3ē = NO+ 2H2O* |
| *HNO3(р) с активными металлами* | *NH3, NH4NO3* | *NO3- + 10H+ +8 ē = NH4+ +3 H2O* |
| *Cr2O72-* | *Cr3+* | *Cr2O72-- + 14H+ + 6ē = 2Cr3++7H2O* |
| *O2* | *O-2* | *O02+ 4ē =2 O-2* |  |
| *H2 O2* | *H2O* | *H2 O2 + 2H+ + 2ē = 2H2O* |
| *H2SО4(к)* | *SO2* | *SО42-+ 4H+ + 2ē = SO2+2H2O* |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Восстановитель | Продукт окисления | Уравнение полуреакции окисления |
| *H2* | *H2O* | *H20 - 2ē = 2H+* |
| *H2S* | *S* | *H2S- 2ē = S +2H+* |
| *SO32-* | *SO42-* | *SO32- + 2H2O - 2ē=SO42-+2H+* |
| *Hal-* | *Hal2* | *Hal- - 2ē=Hal2* |
| *Cr3+ в щелочной среде* | *CrO42-* | *Cr3++ 8 OH- - 3ē= CrO42-+4H2O* |
| *Cr3+в кислой среде* | *Cr2O72-* | *Cr3+- + 7H2O - 6ē= Cr2O72-+14H+* |
| *Fe2+* | *Fe3+* | *Fe2+ -ē = Fe3+* |

**Например:**

Составьте уравнение реакции методом полуреакции:

H2S + KMnO4+H2SO4→ S+ MnSO4+ K2SO4+ H2O

Переписываем реакцию в ионном виде:

H2S + K+ +MnO4 -+ 2H++SO42-→ S+ Mn2+ + SO42-+ 2K++SO42-+ H2O

Из ионного уравнения видно, что в ходе реакции произошли следующие изменения:

H2S→ S

MnO4 -→ Mn2+

Для этих частиц составляем полуреакции:

H2S - 2℮→ S+ 2H+

MnO4 - +8H++5℮→ Mn2++ 4H2O

Для уравнения полуреакций подбираем коэффициенты, чтобы количество отданных и принятых электронов было одинаковым:

H2S - 2℮→ S+ 2H+ 5

MnO4 - +8H++5℮→ Mn2++ 4H2O 2

2MnO4 - +16H++5H2S → 2Mn2++ 8H2O + 5S+ 10H+ После сокращения H+:

2MnO4 - +6H++5H2S → 2Mn2++ 8H2O + 5S

Суммарное уравнение переносим в иное уравнение реакции:

5H2S + 2K+ +2MnO4 -+ 6H++3SO42-→ 5S+2 Mn2+ +2 SO42-+ 2K++SO42-+ 8H2O

В молекулярном виде:

5H2S + 2KMnO4+3H2SO4→ 5S+ 2MnSO4+ K2SO4+ 8H2O

«Избыток» атомов кислорода в левой части уравнения связывается либо в воду (кислая среда), либо в гидрокси-группы (нейтральная и щелочная).

«Недостаток» же атомов кислорода, напротив, возмещается из воды (кислая и нейтральная среды) и из удвоенного числа гидроксигрупп (щелочная среда).

**6. Классификация окислительно-восстановительных реакций**

Различают несколько типов реакций окисления восстановления:

*1. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции.*

Окислитель и восстановитель входят в состав молекул разных веществ. Вышеприведённая реакция относится к этому типу. Разберём ещё пример:

2FeCl3 + 2HI→ 2FeCl2+I2+2HCl

Fe+3+ē→ Fe+2 1 2

2I-1 – ē\*2 → I20 2 1

2. *Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции.*

Если в состав молекулы исходного вещества входят атомы одного и того же элемента с разной степенью элемента, то одна составная часть вещества служит окислителем, другая – восстановителем.

В таких реакциях переход электронов происходит внутри одной и той же молекулы.

NH4NO3→ N2O + 2H2O

-3 +1

N - 4ē→ N 4 1

+5 +1 4

N + 4ē→ N 4 1

3. *Реакции диспропорционирования (самоокисления – самовосстановления).* В этих реакциях участвуют вещества, в состав молекул которых входят атомы элемента с промежуточной степенью окисления.

3NaClO → NaClO3 + 2NaCl

+1 +5

Cl -4 →Cl 4 1

+1 -1 4

Cl +2 →Cl 2 2

**7. Значение ОВР**

Большинство химических процессов, протекающих в природе и осуществляемых человеком в его практической деятельности, представляют собой окислительно-восстановительные реакции. Например, процесс фотосинтеза:

6СО2 + 6Н2О → С6Н12О6 + 6О2

ОВР играют большую роль в биохимических процессах: дыхании, обмене веществ, нервной деятельности человека и животных. Проявление различных жизненных функций организма связано с затратой энергии, которую наш организм получает из пищи в результате окислительно-восстановительных реакций.

**Контрольные вопросы для закрепления:**

1. Что такое окислительно-восстановительные реакции? Чем обусловлено изменение степеней окисления в ходе окислительно-восстановительных реакций?

2. Как называется: а) процесс отдачи электронов, б) процесс присоединения электронов? Как изменяются степени окисления атомов в этих процессах?

3. Подберите коэффициенты методом электронного баланса:

а) Cu + HNO3 → Cu(NO3)2 + NO+ H2O;

б) KMnO4 + H2S + HCl→ MnCl2 + S + KCl + H2O

**Рекомендуемая литература**

- обязательная;

Ерохин Ю.М. Химия. Учебник для студ. Сред проф.образ.-М.: Академия, 2006. Гл. 4, §1, с 57-60.

- дополнительная;

Пустовалова Л. М. Неорганическая химия: Уч. пос.- Ростов на Дону: Феникс, 2005.-352с.

- электронные ресурсы.

Открытая химия: полный интерактивный курс химии для уч-ся школ, лицеев, гимназий, колледжей, студ. технич.вузов: версия 2.5-М.: Физикон, 2006.

КонТрен - Химия для всех. Учебно-информационный сайт. Студентам ХФ, учителям химии, школьникам и абитуриентам URL: <http://kontren.narod.ru/>

3. Химкабинет. Сайт для учителей, учащихся и их родителей. URL:[http://midakva.ucoz.ru/](http://www.uchportal.ru/dir/0-0-1-83-20" \t "_blank)