

Химия. ЛД.1-й курс, 1-я гр. Практическое занятие (2 часа) на 6-е мая.

## Практическое занятие: Урок – упражнение. Семинар по теме

« Окислительно-восстановительные реакции»

Разберем алгоритм составления уравнений ОВР методом электронного баланса. Работа у доски:

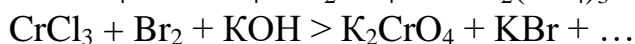
1. Записать схему реакции:
2. Определить, атомы, каких элементов изменяют степень окисления:
3. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления:
4. Умножить полученные электронные уравнения на наименьшие множители для установления баланса по электронам:
5. Перенести множители из электронных уравнений в молекулярное уравнение реакции:

6. Проверить выполнение закона сохранения массы (число атомов каждого элемента в левой и правой части уравнения должно быть одинаковым) и, если требуется, ввести новые или изменить полученные коэффициенты:

Вывод: Данным способом расстановки коэффициентов удобно пользоваться, если известны исходные вещества и продукты реакции, т.е. даны полные схемы реакций.

Для закрепления темы решим упражнения:

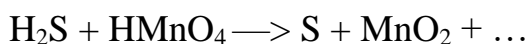
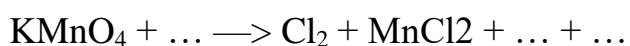
1. Составьте уравнение одной из 2 предложенных ОВР методом электронного баланса.



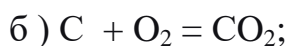
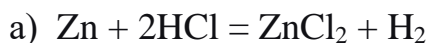
Вывод: Если в ОВР не указаны продукты реакции, то удобнее использовать метод электронно-ионного баланса, который позволяет подобрать их, используя четкий алгоритм исполнения, что удобно и полезно.

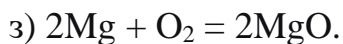
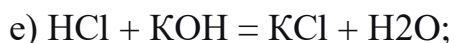
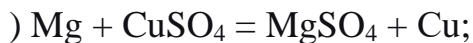
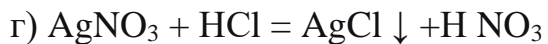
2. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения любых 3 реакций.

Определите окислитель и восстановитель.

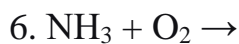
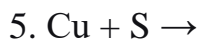
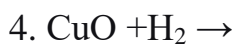
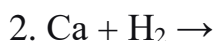
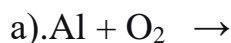


3. Из приведенного перечня выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций:





4. Найти сумму коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.  $\rightarrow$



### Семинар.

**Повторение основных теоретических понятий темы: ОВР, окислители, восстановители, процессы окисления и восстановления.**

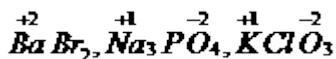
1. Какие химические реакции относятся к окислительно-восстановительным?

2. С чего начинают рассматривать окислительно-восстановительные реакции?

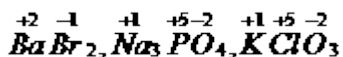
Пример 1. Определите степени окисления элементов в соединениях:



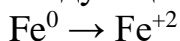
*Решение:* При определении **степеней окисления** элементов пользуются правилом электронейтральности. Запишем постоянные значения степеней окисления химических элементов:

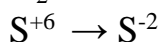
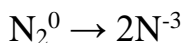
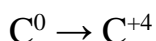


По правилу электронейтральности определим степени окисления остальных элементов. Сумма произведений степени окисления атома каждого элемента на число таких атомов в молекуле должна быть равна нулю:



Пример 2. Определите число отданных или принятых электронов, окислитель и восстановитель, укажите процессы окисления и восстановления в следующих схемах:

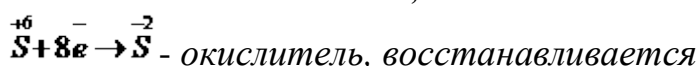




Решение: В первой схеме степень окисления железа изменилась с 0 до +2, т.е. повысилась. Значит, атом железа отдал 2 электрона. Процесс отдачи электронов называется окислением, а железо в данном случае является восстановителем:



Аналогичны рассуждения и для остальных схем:



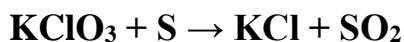
3. Что такое восстановление?

4. Что такое окисление?

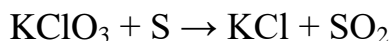
5. Какова роль восстановителя и окислителя в ОВРеакциях?

( В любой ОВР один из участников – **восстановитель** отдает электроны, окисляется, то есть повышает свою степень окисления, а другой – **окислитель** принимает электроны, восстанавливается, то есть понижает степень окисления. Поэтому, если оба её участника находятся в высшей (окислители:  $KMn^{+7}O_4 + H\overset{+5}{N}O_3$ ) или низшей степени окисления (восстановители:  $H_2\overset{-2}{S} + H\overset{-1}{Cl}$ ), то реакция невозможна.. Если же один из участников может повысить, а другой понизить свои степени окисления, реакция в принципе возможна ( $H\overset{-1}{Cl} + H\overset{+5}{N}O_3 \rightarrow$ ).

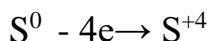
6. Как расставляют коэффициенты в уравнении ОВР методом электронного баланса? Определите окислитель и восстановитель, укажите процессы окисления и восстановления:



Решение: Расставим степени окисления элементов и определим, какие элементы изменяют свои степени окисления:

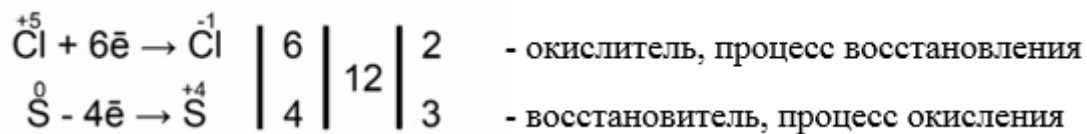


Хлор и сера меняют степени окисления в ходе реакции. Определим число отданных и принятых электронов для хлора и серы:



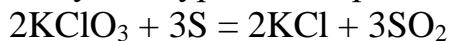
Хлор принимает электроны, значит, он окислитель, сера отдает электроны, она восстановитель.

Число отданных и принятых электронов должно быть одинаковым. Найдем НОК чисел 6 и 4. Оно равно 12. Разделим 12 на 6 и на 4, получим коэффициенты 2 и 3.



Умножим полуреакции окисления и восстановления на коэффициенты и перенесем коэффициенты в общее уравнение.

Получили уравнение реакции:



Домашнее задание:

1). Запишите уравнения реакций взаимодействия металлов с кислотами: а)  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ ; б)  $\text{Al} + \text{HCl} =$ .

Составьте схему перехода электронов от восстановителя к окислителю.

2). Составьте уравнения реакций, выраженных схемами:



Укажите, какие элементы в данном случае являются окислителями и какие восстановителями.

3). Определите степени окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса, в следующих уравнениях реакций:

