

Соколова Оксана Вячеславовна

учитель химии

Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение

«Средняя общеобразовательная школа №4 г. Нарьян-Мара»

г. Нарьян-Мар Ненецкого автономного округа

## УРОК ХИМИИ В 11 КЛАССЕ ЕСТЕСТВЕННОНАУЧНОГО ПРОФИЛЯ «МЕТОДЫ СОСТАВЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ»

*Цель урока:* Рассмотреть в сравнении два метода составления окислительно-восстановительных реакций; закрепить метод полуреакций; показать роль окислительно-восстановительных процессов в жизни и практике; дать алгоритм составления таких уравнений.

*Оборудование:* Таблица демонстрационная – важнейшие окислители, восстановители, процессы окисления и восстановления; таблицы на каждый стол – алгоритмы составления ОВР методом электронного баланса и полуреакций. *Демонстрационный опыт:* медная проволока, азотная кислота (конц.), растворы нитрата серебра, гидроксида натрия, перекиси водорода, сульфита натрия, серная кислота, перманганата калия; вода, 5 пробирок, спиртовка, спички, пробиркодержатель, лучинка.

**Начало урока:** *Повторение темы прошлого урока и подготовка к восприятию нового материала.*

- ✓ Организационный момент
- ✓ Фронтальный опрос:

Дать определение степени окисления.

Что называют окислителем?

Что называют восстановителем?

Почему некоторые окислители и восстановители называют типичными?

✓ На доске представлены схемы:  $\text{Cl}_2^0 \rightarrow 2\text{Cl}^{-1}$ ,  $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$ ,  $\text{Cs}^0 \rightarrow \text{Cs}^{+1}$ ,  $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}$ .

Как изменяются степени окисления в этих процессах?

Внимательно рассмотрите схемы и определите, на какие процессы они указывают?

Какое количество электронов переходит в каждой схеме?

✓ Перед вами чистые листочки, подпишите Ф.И., № варианта.

На доске представлены схемы: I вариант выписывает буквы процессов восстановления, II вариант – процессов окисления, рядом укажите цифру, количество переходящих электронов.

а)  $\text{Se}^0 \rightarrow \text{Se}^{-2}$ , б)  $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0$ , в)  $\text{Cr}^0 \rightarrow \text{Cr}^{+3}$ , г)  $\text{H}_2^0 \rightarrow 2\text{H}^+$ ,  
д)  $2\text{O}^{-2} \rightarrow \text{O}_2^0$ , е)  $\text{Cr}^{+6} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$ , ж)  $\text{N}_2^0 \rightarrow 2\text{N}^{-3}$ , з)  $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^{+6}$ .

**Основная часть:**

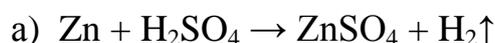
*1. Общая характеристика ОВР.*

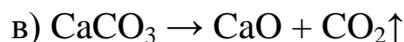
Окислительно-восстановительные реакции чрезвычайно распространены. С ними связаны процессы обмена веществ, брожения, фотосинтеза. Окислительно-восстановительные процессы сопровождают круговорот веществ в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе и выплавке металлов. С их помощью получают щёлочи, кислоты и многие другие ценные продукты химической промышленности. ОВР лежат в основе преобразования химической энергии в электрическую в гальванических и топливных элементах.

Открыли тетради и записали тему урока: **«Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций».**

Какие реакции называются окислительно-восстановительными?

На доске записаны три уравнения реакций:





Все ли являются ОВР? Почему? Какие элементы изменяют с.о.?

Схемы химических реакций являются уравнением, если расставлены коэффициенты, можно ли все эти схемы уравнивать методом подбора?

Приёмов составления ОВР очень много и каждый может иметь свой подход (на доске приведены примеры), но методов только два.

### Методы составления ОВР

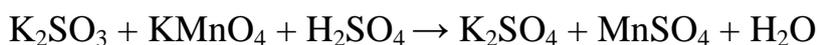
Электронного баланса	Полуреакций (ионно-электронный)
<p><u>Сравнении с.о.</u> атомов в исходных веществах и продуктах и на <u>сбалансировании</u> числа смещённых электронов.</p> <p><u>Универсален.</u> Для составления уравнений реакций, протекающих в любых фазах.</p> <p>Не отображаются реальные частицы, сложно дописать правую часть схемы, если дана толь левая.</p>	<p>На составлении <u>ионно-электронных</u> уравнений для процессов окисления и восстановления с учётом <u>реальных</u> частиц.</p> <p>Для выражения сущности окислительно-восстановительных реакций только в <u>растворах</u>.</p> <p>Не надо знать все вещества, они определяются при выводе уравнения, видна роль среды раствора.</p>
← основан →	
←применяют→	
←(--)-метода(+)	
→	

Давайте, теперь на практике сравним эти два метода.

#### 2. Метод электронного баланса.

Перед вами на столах лежит алгоритм составления ОВР, давайте ознакомимся с ним.

На доске представлена схема:

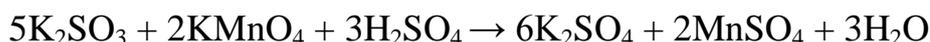


Надо расставить коэффициенты.

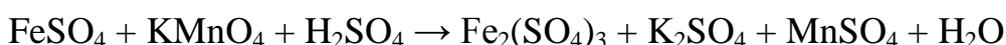
Определяем и выписываем элементы, меняющие степени окисления, составляем схемы процессов окисления и восстановления:

				Реальная частица	
Процесс окисления	$\text{S}^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{+6}$	10	5	Восстановитель	$\text{K}_2\text{SO}_3$
Процесс восстановления	$\text{Mn}^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$		2	окислитель	$\text{KMnO}_4$

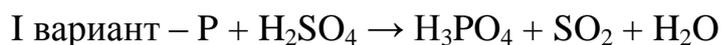
Далее по алгоритму методом подбора, получаем:



Уравнения для закрепления (в зависимости от времени):



А теперь на ваших листочках для самостоятельных работ сами расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



### 3. Метод ионно-электронный.

Конечно, метод электронного баланса удобен при расстановке коэффициентов, но недостатков немало:

При составлении баланса мы условно записываем отдельные атомы в разных степенях окисления, но ведь с.о. могут быть только в ионах или молекулах.

При отсутствии правой части, её сложно составить.

Многие ОВР протекают в водных растворах с участием сильных электролитов, поэтому переход электронов осуществляется не между атомами или

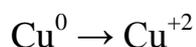
молекулами, а ионами.

Эти недостатки исчезают при расстановке коэффициентов методом полуреакций. Давайте внимательно ознакомимся с алгоритмом действий. Обратите внимание, указатель действий делится на сектора, по числу атомов кислорода и виду среды.

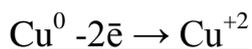
Рассмотрим взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой:

*Демонстрационный опыт №1* – в пробирку помещаем кусочек медной проволоки, добавляем 1 мл кислоты, слегка нагреваем, наблюдаем выделение «бурого газа», отверстие пробирки закрываем ваткой (вытяжной шкаф).

Составляем redox-пары (от reduction – восстановление; oxydation – окисление)

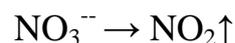


Процесс окисления.



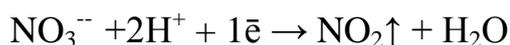
1 полуреакция

Азотная кислота – сильный окислитель за счет нитрат иона.

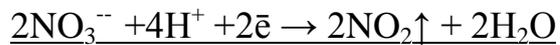


Процесс восстановления, смотрим в алгоритме сектор I.

$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ , проверяем равенство, заряды уравниваем электронами



Помножаем на 2, чтобы уравнять электроны с 1 полуреакцией



2 полуреакция

Теперь складываем две полуреакции и получаем:

$\text{Cu}^0 + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{+2} + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ , так как кислота была азотная, то в обе части добавляем ещё по  $2\text{NO}_3^-$  и составляем молекулярное уравнение:



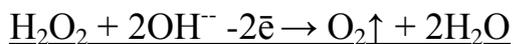
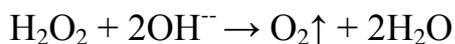
*Демонстрационный опыт №2* – в пробирку наливаем 2-3 мл раствора нитрата серебра по каплям добавляем раствор гидроксида натрия, затем 3% перекись водорода. Наблюдаем выпадение осадка металлического серебра, вносим в пробирку тлеющую лучинку, она воспламеняется.

Действуем по алгоритму.

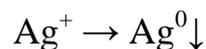


Процесс окисления, смотрим сектор

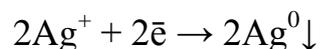
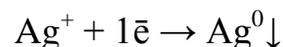
IV



1 полуреакция



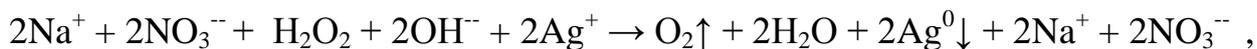
Процесс восстановления.



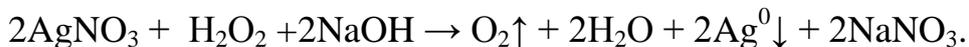
2 полуреакция

Складываем две части вместе:  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Ag}^0\downarrow$ ,

теперь добавляем по два иона натрия и два нитрат иона:



составляем молекулярное уравнение –

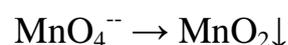
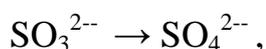


Ну как? Вам понравилось? Правда, красивый метод? Обратите внимание, мы с вами сами составляем продукты реакции.

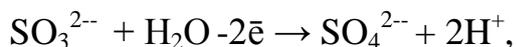
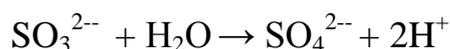
В таблице в секторах указана среда раствора и отсюда разные процессы.

*Демонстрационный опыт №3* – в три пробирки наливаем по 2 мл раствора перманганата калия, затем в первую 1 мл серной кислоты, во вторую воду, в третью щёлочь. Теперь во все три пробирки добавляем раствор сульфита натрия. Наблюдаем изменение цветов растворов. В пробирке с кислотой раствор обесцветился, в пробирке с водой стал бурого цвета, в пробирке со щёлочью – зелёного.

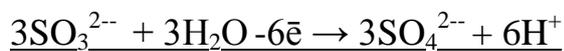
Рассмотрим, какие процессы происходят в водной среде:



Процесс окисления, смотрим сектор II



умножаем уравнение на 3



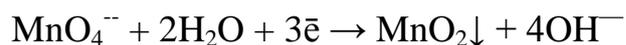
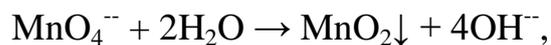
1 полуреакция

Процесс восстановления, смотрим

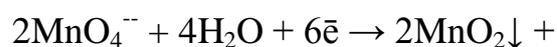
сектор III

разница в  $\Delta O = 4 - 2 = 2$  атома,

следовательно



умножаем уравнение на 2

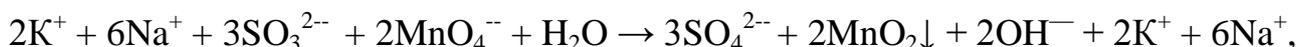


2 полуреакция

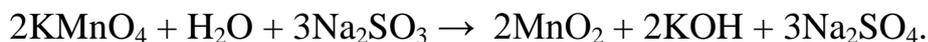


сокращаем 6  $\text{H}_2\text{O}$

добавляем по два иона калия и по шесть ионов натрия:



составляем молекулярное уравнение:



### Закрепление и выводы:

Мы познакомились с двумя методами составления окислительно-восстановительных реакций, какой вам понравился больше? В чём преимущества ионно-электронного метода?

Теперь в оставшуюся часть урока, составьте уравнение ОВР любым методом, по следующим данным:



Можно пользоваться алгоритмами.

Урок у нас сегодня был сложный и насыщенный, на следующем уроке рассмотрим применение этих методов для составления ОВР в органической химии. Листочки с ответами сдали, запись домашнего задания. Спасибо за урок.

До

свидания.

Приложение

Алгоритм составления ОВР методом электронного баланса.

Определить и подчеркнуть элементы, меняющие степени окисления в реагентах и продуктах реакции.

Выписать их для составления процессов восстановления и окисления.

Составить схемы процессов с указанием смещённых электронов.

Сбалансировать число электронов между окислением и восстановлением

Определить основные коэффициенты и поставить их в основное уравнение.

Остальные коэффициенты определяются методом подбора, в следующем порядке: сначала металлы, затем неметаллы (водород предпоследним, а кислород в последнюю очередь).

Алгоритм составления ОВР методом полуреакций.

Составьте redox-пары участников процесса.

Для каждой redox-пары составьте полуреакцию, согласно таблицы:

Что делать, если реагент содержит	
больше кислорода, чем продукт:	меньше кислорода, чем продукт:
<p>сектор I</p> <p>среда: <math>\text{pH} &lt; 7</math>, т.е. кислая</p> $\text{O}^{-2} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$	<p>сектор II</p> <p>среда: <math>\text{pH} \leq 7</math>, т.е. кислая или нейтральная</p> $\text{H}_2\text{O} = \text{O}^{-2} + 2\text{H}^+$
<p>сектор III</p> <p>среда: <math>\text{pH} \geq 7</math>, т.е. щелочная или нейтральная</p> $\text{O}^{-2} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{OH}^-$	<p>сектор IV</p> <p>среда: <math>\text{pH} &gt; 7</math>, т.е. щелочная</p> $2\text{OH}^- = \text{O}^{-2} + \text{H}_2\text{O}$

Рассмотрите число отданных или принятых электронов в каждой полуреакции.

Уравняйте, при необходимости, число отданных и принятых электронов.

После умножения каждой полуреакции на множители, полученные после уравнивания, их складывают и получают сбалансированное ионное уравнение.

Зная, из каких веществ получены ионы, записывают молекулярное уравнение.