

Уважаемый студент, выполнение указанных заданий строго обязательно!

Группа ПКД1/1

Дата: 23.11.2022г.

Дисциплина: ОДП Химия

Преподаватель: Воронкова А.А.

Тема 1.6 Химические реакции. Окислительно-восстановительные реакции

Цели: сформировать общие представления о методах составления ОВР, обобщить и систематизировать знания об ОВР; развивать умение анализировать, делать выводы; экологическое мышление; воспитывать бережное отношение к природе.

Лекция

План

1. Метод электронно-ионных полуреакций
2. Метод электронного баланса
3. Окислительно – восстановительные процессы в живых организмах

Задание: выполнить работу по алгоритму

Алгоритм работы

1. Изучить материал лекции

2. Изучить материал видеоурока

<https://resh.edu.ru/subject/lesson/2104/main/>

3. Решить задание и прислать скрин

<https://resh.edu.ru/subject/lesson/2104/train/#194957>

4. выполнить задания и прислать скрин

<https://learningapps.org/5331068>

Критерии оценивания:

Выполнение заданий (1-3) -3балла

Выполнение заданий (1-3) -4балла

Выполнение заданий (1-4) -5баллов

Составление уравнений.

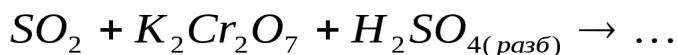
Уравнения окислительно-восстановительных реакций составляют, основываясь на принципах равенства числа одних и тех же атомов до и после реакции, а также учитывая равенство числа электронов, отдаваемых восстановителем, и числа электронов, принимаемых окислителем, т.е. электронейтральность молекул. Реакцию представляют в виде системы двух полуреакций – окисления и восстановления, суммирование которых с учетом указанных принципов приводит к составлению общего уравнения процесса.

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций наиболее часто используют метод электронно-ионных полуреакций и метод электронного баланса.

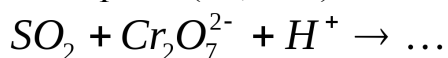
1. Метод электронно-ионных полуреакций применяют при составлении уравнений реакции, протекающих в водном растворе, а также реакции с участием веществ, степень окисления элементов которых трудно определить (например, KNCS , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$).

Согласно этому методу, выделяют следующие главные этапы составления уравнения реакций.

а) записывают общую молекулярную схему процесса с указанием восстановителя, окислителя и среды, в которой протекает реакция (кислотная, нейтральная или щелочная). Например

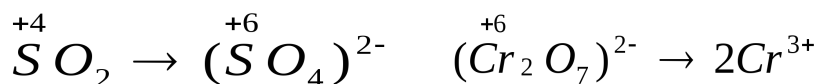


б) учитывая диссоциацию электролитов в водном растворе, данную схему представляют в виде молекулярно-ионного взаимодействия. Ионы, степени окисления атомов которых не изменяются, в схеме не указывают, за исключением ионов среды (H^+ , OH^-):



в) определяют степени окисления восстановителя и окислителя, а также продуктов их взаимодействия:

окисление восстановителя восстановление окислителя

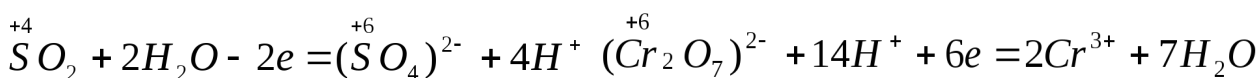


(Данный этап не является обязательным и его можно опустить, если определение степеней окислителя затруднительно. Скобки при записи аниона обычно не используются, но в данном случае необходимы, чтобы избежать путаницы при определении степени окисления элемента и заряда аниона.)

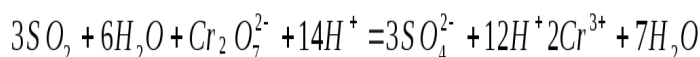
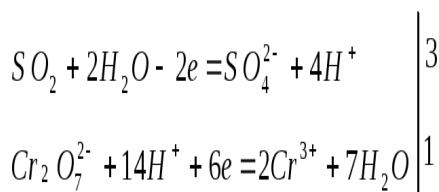
г) записывают материальный баланс полуреакции окисления и восстановления:

окисление восстановителя

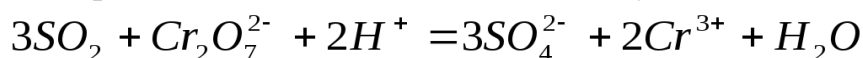
восстановление окислителя



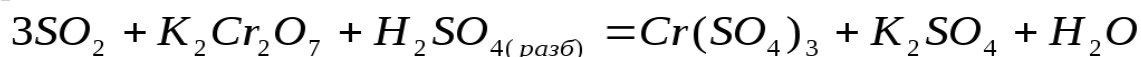
д) суммируют полуреакции, учитывая принцип равенства отданных и принятых электронов:



и, сокращая одноименные частицы, получают общее ионно-молекулярное уравнение



е) добавляют ионы, не участвовавшие в процессе окисления – восстановления, уравнивают их количество слева и справа, и записывают молекулярное уравнение реакции



Наибольшие трудности возникают при составлении материального баланса полуреакций окисления и восстановления, когда изменяется число атомов кислорода, входящих в состав частиц окислителя и восстановителя. Следует учитывать, что в водных растворах связывание или присоединение кислорода происходит с участием молекул воды и ионов среды.

В процессе окисления на один атом кислорода, присоединяющийся к частице восстановителя, в кислотной и нейтральной средах расходуется одна молекула воды и образуются два иона H^+ ; в щелочной среде расходуются два гидроксид-иона OH^- и образуется одна молекула воды (табл. 3).

Для связывания одного атома кислорода окислителя в кислотной среде в процессе восстановления расходуется два иона H^+ и образуется одна молекула воды; в нейтральной и щелочной средах расходуется одна молекула H_2O образуются два иона OH^- (табл. 1,2).

Достоинства метода электронно-ионных полуреакций заключается в том, что при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций учитываются реальные состояния частиц в растворе и роль среды в протекании процессов, нет необходимости использования формального понятия степени окисления.

Таблица 1

Присоединение атомов кислорода к восстановителю в процессе окисления

Среда	Частицы, участвующие в присоединении одного атома кислорода	Образующиеся частицы	Примеры полуреакций окисления
Кислотная, нейтральная Щелочная	H_2O $2OH^-$	$2H^+$ H_2O	$SO_3^{2-} + H_2O - 2e = SO_4^{2-} + 2H^+$ $SO_3 + 2H_2O - 2e = SO_4^{2-} + 4H^+$ $SO_3^{2-} + 2OH^- - 2e = SO_4^{2-} + H_2O$ $SO_2 + 4OH^- - 2e = SO_4^{2-} + 2H_2O$

Таблица 2

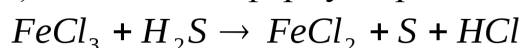
Связывание атомов кислорода окислителя в процессе восстановления

Среда	Частицы, участвующие в связывании одного атома кислорода	Образующиеся частицы	Примеры полуреакций восстановителя
Кислотная Нейтральная, щелочная	$2H^+$ H_2O	H_2O $2OH^-$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$ $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$ $CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e = [Cr(OH)_6]^{3-} + 2OH^-$ $MnO_4^- + 3H_2O + 3e = MnO(OH)_2 + 4OH^-$

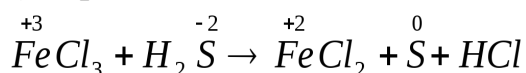
2.Метод электронного баланса, основанный на учете изменения степени окисления и принципе электронейтральности молекулы, является универсальным. Его обычно используют для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих между газами, твердыми веществами и в расплавах.

Последовательность операций, согласно методу, такая:

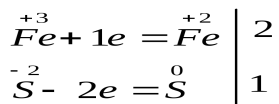
1) записывают формулы реагентов и продуктов реакции в молекулярном виде:



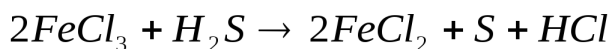
2) определяют степени окисления атомов, меняющих ее в процессе реакции:



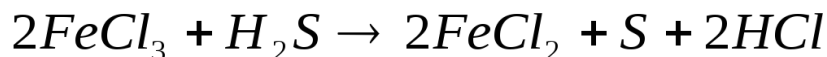
3) по изменению степеней окисления устанавливают число электронов, отдаваемых восстановителем, и число электронов, принимаемых окислителем, и составляют электронный баланс с учетом принципа равенства числа отдаваемых и принимаемых электронов:



4) множители электронного баланса записывают в уравнение окислительно-восстановительной реакции как основные стехиометрические коэффициенты:

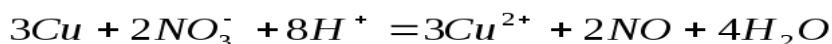
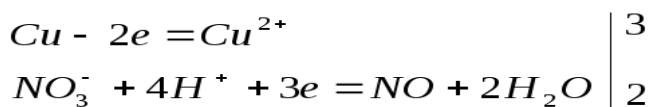
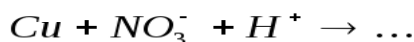
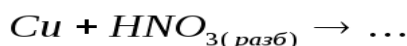


5) подбирают стехиометрические коэффициенты остальных участников реакции:

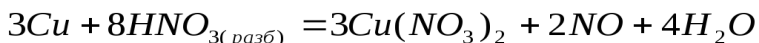


При составлении уравнений следует учитывать, что окислитель (или восстановитель) может расходоваться не только в основной окислительно-восстановительной реакции, но и при связывании образующихся продуктов реакции, то есть выступать в роли среды и солеобразователя.

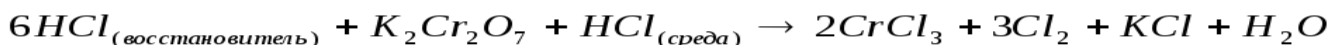
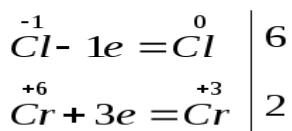
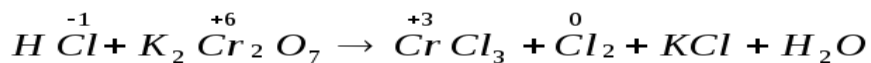
Примером, когда роль среды играет окислитель, служит реакция окисления металла в азотной кислоте, составленная методом электронно-ионных полуреакций:



или



Примером, когда восстановитель является средой, в которой протекает реакция, служит реакция окисления соляной кислоты дихроматом калия, составленная методом электронного баланса:



или



3. Окислительно – восстановительные процессы в живых организмах

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций. На их долю по оценкам ряда авторов приходится около 80% всех химических превращений, происходящих как в живой

,так и в не живой природе. Эти реакции имеют исключительно большое значение в теории и практике.

Окислительно – восстановительные процессы в живом организме играют важную роль. С ним связаны дыхание и обмен веществ в живых организмах, брожение, фотосинтез в зеленых частях растений и нервная деятельность человека и животных. Они основа жизни на земле.

Сжигание топлива в топках паровых котлов и двигателях внутреннего сгорания, электролитическое осаждение металлов, процессы, происходящие в гальванических элементах и аккумуляторах, включают реакции окисления-восстановления.

Получение элементарных веществ, например: железа, хрома, марганца, никеля, кобальта, меди, серебра, серы, хлора, иода и т.д. и ценных химических продуктов, например, аммиака, щелочей, сернистого газа, азотной, серной и других кислот, основано на окислительно-восстановительных реакциях.

На процессах ОВ в аналитической химии основаны методы объемного анализа, перманганатометрия, иодометрия, броматометрия, и другие, играющие важную роль при контролировании производственных процессов и выполнении исследований.

ОВР играют важную роль в процессах почвообразования. Нормальный рост и развитие растений возможны только при определенном окислительно-восстановительном состоянии почвы, от окислительно-восстановительных условий в почве зависит подвижность, а следовательно доступность растениями таких элементов, как железо, марганец, азот и др.

Для максимальной оценки задание нужно прислать до 15.00 ч. 23.11.2022г.

Выполненную работу необходимо сфотографировать и отправить на почтовый ящик voronkova20.88@gmail.com, или [Александра Александровна \(vk.com\)](#), добавляемся в [Блог преподавателя Воронковой А.А. \(vk.com\)](#) -здесь будут размещены видео материалы

–ОБЯЗАТЕЛЬНО ПОДПИСЫВАЕМ РАБОТУ НА ПОЛЯХ + в сообщении указываем дату/группу/ФИО

Список литературы

Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г. Химия. 11 класс: учеб. для общеобразоват. организаций базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. – М.: Просвещение, 2014. – 224с.: ил. – ISBN 978- 5- 09 – 028570- 4

Дополнительная литература:

1. Габриелян О.С. Химия в тестах, задачах, упражнениях: учеб. Пособие для студ. сред. проф. учебных заведений / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова – М., 2012. Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г. Химия. 11 класс: учеб. для общеобразоват. организаций с прил. на электрон.носителе (DVD) базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. – М.: Просвещение, 2014. – 224с.: ил. – ISBN 978- 5- 09 – 028570- 4.
2. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень: учеб. Для общеобразоват. Учреждений. – М., 2010.

Интернет-ресурсы: (Перечень адресов интернет-ресурсов с кратким описанием)

1. <http://www.chem.msu.su/rus/school/> – школьные учебники по химии для 8-11 классов общеобразовательной школы

2. <http://experiment.edu.ru/catalog.asp> – естественнонаучные эксперименты
3. chem.msu.ru – портал фундаментального химического образования России
4. alhimik.ru – образовательный сайт по химии