

Тема урока: Окислительно-восстановительные реакции.

Цель урока: Обобщить, систематизировать и расширить знания учащихся об окислительно-восстановительных реакциях, важнейших окислителях и продуктах их восстановления.

Задачи:

1. Закрепить умение определять степени окисления элементов, окислитель и восстановитель, расставлять коэффициенты методом электронного баланса.
2. Совершенствовать умение определять окислительно-восстановительные свойства веществ, прогнозировать продукты реакций в зависимости от активности металлов, концентрации кислот и реакции среды раствора.
3. Выработать умение составлять уравнения химических реакций, протекающих в различных средах на примере соединений марганца.
4. Показать разнообразие и значение ОВР в природе и повседневной жизни.
5. Продолжить подготовку к ЕГЭ по химии.

Ход урока

1. Организационный момент

Тема нашего урока: «Окислительно – восстановительные реакции» (Презентация. слайд 1)

Окислительно-восстановительные реакции принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций и имеют огромное значение в теории и практике. Важнейшие процессы на планете связаны с этим типом химических реакций. Человечество давно пользовалось ОВР, вначале не понимая их сущности. Лишь к началу XX века была создана электронная теория окислительно – восстановительных процессов. На уроке предстоит вспомнить основные положения этой теории, метод электронного баланса, научиться составлять уравнения химических реакций, протекающих в растворах, и выяснить от чего зависит механизм таких реакций.

2. Повторение и обобщение изученного ранее материала

Для вас тема ОВР не нова, она проходит красной нитью через весь курс химии. Поэтому предлагаю повторить некоторые понятия и умения по данной теме.

Первый вопрос: «Что такое степень окисления?». Без этого понятия и умения расставлять степени окисления химических элементов не возможно рассмотрение данной темы.

/Степень окисления – это условный заряд атома химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения состоят только из ионов. Степень окисления может быть положительной, отрицательной или равняться нулю, что зависит от природы соответствующих соединений./

Одни элементы имеют постоянные степени окисления, другие — переменные.

Например, к элементам с постоянной положительной степенью окисления относят щелочные металлы: Li^{+1} , Na^{+1} , K^{+1} , Rb^{+1} , Cs^{+1} , Fr^{+1} , следующие элементы II группы периодической системы: Be^{+2} , Mg^{+2} , Ca^{+2} , Sr^{+2} , Ba^{+2} , Ra^{+2} , Zn^{+2} , а также элемент III A группы - Al^{+3} и некоторые другие. Металлы в соединениях всегда имеют положительную степень окисления.

Из неметаллов постоянную отрицательную степень окисления (-1) имеет F.

В простых веществах, образованных атомами металлов или неметаллов, степени окисления элементов равны нулю, например: Na^0 , Al^0 , Fe^0 , H_2^0 , O_2^0 , F_2^0 , Cl_2^0 , Br_2^0 .

Для водорода характерны степени окисления: +1 (H_2O), -1 (NaH).

Для кислорода характерны степени окисления: -2 (H_2O), -1 (H_2O_2), +2 (OF_2).

Следует помнить, что в целом молекула электронейтральна, поэтому в любой молекуле алгебраическая сумма степеней окисления равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Например, рассчитаем степень окисления хрома в дихромате калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

1. Степень окисления калия +1, кислорода -2.
2. Подсчитаем число отрицательных зарядов: $7 \cdot (-2) = -14$
3. Число положительных зарядов должно быть + 14. На калий приходится два положительных заряда, следовательно, на хром – 12.
4. Так как в формуле два атома хрома, 12 делим на два: $12 : 2 = 6$.
5. + 6 – это степень окисления хрома.

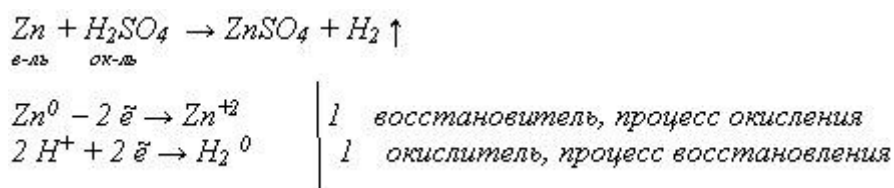
Проверка: алгебраическая сумма положительных и отрицательных степеней окисления элементов равна нулю, молекула электронейтральна.

Самостоятельная работа № 1 по инструктивной карте: пользуясь приведенными сведениями, рассчитайте степени окисления элементов в соединениях: MnO_2 , H_2SO_4 , K_2SO_3 , H_2S , KMnO_4 .

Что же представляют собой окислительно – восстановительные реакции с точки зрения понятия «степень окисления химических элементов»? (слайд 2)

/ Окислительно – восстановительные реакции – это такие реакции, в которых одновременно протекают процессы окисления и восстановления и, как правило, изменяются степени окисления элементов./

Рассмотрим процесс на примере взаимодействия цинка с разбавленной серной кислотой:



При составлении этого уравнения используется метод электронного баланса. Метод основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции. Основное требование при составлении уравнений этим методом: число отданных электронов должно быть равно числу принятых электронов.

1. Окислительно - восстановительные реакции – это такие реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.
2. Окисление – это процесс отдачи электронов, степень окисления при этом повышается.
3. Восстановление – это процесс присоединения электронов, степень окисления при этом понижается.
4. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, окисляются; являются восстановителями. Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, восстанавливаются; являются окислителями.
5. Окисление всегда сопровождается восстановлением, восстановление связано с окислением.

6. Окислительно – восстановительные реакции – единство двух противоположных процессов: окисления и восстановления.

Самостоятельная работа № 2 по инструктивной карте: методом электронного баланса найдите и поставьте коэффициенты в следующей схеме окислительно –восстановительной реакции:



Однако научиться находить коэффициенты в ОВР еще не значит уметь их составлять. Нужно знать поведение веществ в ОВР, предусматривать ход реакций, определять состав образующихся продуктов в зависимости от условий реакции.

Для того чтобы разобраться, в каких случаях элементы ведут себя как окислители, а в каких – как восстановители, нужно обратиться к периодической системе Д.И.Менделеева. Если речь идет о простых веществах, то восстановительные свойства должны быть присущи тем элементам, которые имеют больший по сравнению с остальными атомный радиус и небольшое (1 - 3) число электронов на внешнем энергетическом уровне. Поэтому они могут сравнительно легко их отдавать. Это в основном металлы. Наиболее сильными восстановительными свойствами из них обладают щелочные и щелочноземельные металлы, расположенные в главных подгруппах I и II групп (например, натрий, калий, кальций и др.).

Наиболее типичные неметаллы, имеющие близкую к завершению структуру внешнего электронного слоя и значительно меньший по сравнению с металлами того же периода атомный радиус, довольно легко принимают электроны и ведут себя в окислительно-восстановительных реакциях как окислители. Наиболее сильными окислителями являются легкие элементы главных подгрупп VI – VII групп, например фтор, хлор, бром, кислород, сера и др.

Вместе с тем надо помнить, что деление простых веществ на окислители и восстановители так же относительно, как и деление на металлы и неметаллы. Если неметаллы попадают в среду, где присутствует более сильный окислитель, то они могут проявлять восстановительные свойства. Элементы в разных степенях окисления могут вести себя по-разному.

Если элемент имеет свою высшую степень окисления, то он может быть только окислителем. Например, в HN^{+5}O_3 азот в состоянии + 5 может быть только окислителем и принимать электроны.

Только восстановителем может быть элемент, находящийся в низшей степени окисления. Например, в N^{-3}H_3 азот в состоянии -3 может отдавать электроны, т.е. является восстановителем.

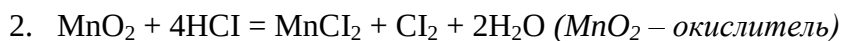
Элементы в промежуточных положительных степенях окисления могут, как отдавать, так и принимать электроны и, следовательно, способны вести себя как окислители или восстановители в зависимости от условий. Например, N^{+3} , S^{+4} . Попадая в среду с сильным окислителем, ведут себя как восстановители. И, наоборот, в восстановительной среде они ведут себя как окислители.

По окислительно – восстановительным свойствам вещества можно разделить на три группы:

1. окислители
2. восстановители
3. окислители - восстановители

Самостоятельная работа № 3 по инструктивной карте: в какой из приведенных схем уравнений реакций MnO_2 проявляет свойства окислителя, а в какой – свойства восстановителя:





3. Углубление и расширение знаний

Важнейшие окислители и продукты их восстановления

1. Серная кислота - H_2SO_4 является окислителем

А) Уравнение взаимодействия цинка с разбавленной H_2SO_4

Какой ион является окислителем в данной реакции? (H^+)

Продуктом восстановления металлом, стоящим в ряду напряжения до водорода, является H_2 .

Б) Рассмотрим другую реакцию – взаимодействие цинка с концентрированной H_2SO_4 (слайд 4)

Какие атомы меняют степень окисления? (цинк и сера)

Концентрированная серная кислота (98%) содержит 2% воды, и соль получается в растворе. В реакции участвуют фактически сульфат – ионы. Продуктом восстановления является сероводород.

В зависимости от активности металла продукты восстановления концентрированной H_2SO_4 разные: H_2S , S , SO_2 .

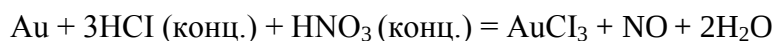
Чем выше активность металла, тем дальше (глубже) идет восстановление серы (вплоть до низшей степени окисления - 2) (слайд 5)

На схемах указаны продукты, содержание которых максимально среди возможных продуктов восстановления кислот

2. Другая кислота – азотная – также окислитель за счет нитрат – иона NO_3^- . Окислительная способность нитрат – иона значительно выше иона H^+ , и ион водорода не восстанавливается до атома, поэтому при взаимодействии азотной кислоты с металлами, никогда не выделяется водород, а образуются различные соединения азота. Это зависит от концентрации кислоты и активности металла. Разбавленная азотная кислота восстанавливается глубже, чем концентрированная (для одного и того же металла) (слайд 6)

На схемах указаны продукты, содержание которых максимально среди возможных продуктов восстановления кислот

Золото и платина не реагируют с HNO_3 , но эти металлы растворяются в «царской водке» - смеси концентрированных соляной и азотной кислот в соотношении 3 : 1.



3. Наиболее сильным окислителем из числа простых веществ является фтор. Но он слишком активен, и его трудно получить в свободном виде. Поэтому в лабораториях в качестве окислителя используют перманганат калия KMnO_4 . Его окислительная способность зависит от концентрации раствора, температуры и среды.

Создание проблемной ситуации: Я готовила к уроку раствор перманганата калия («марганцовка»), пролила стакан с раствором и испачкала свой любимый химический халат. Предложите (проделав лабораторный опыт) вещество, с помощью которого можно очистить халат.

Реакции окисления – восстановления могут протекать в различных средах. В зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами: среда влияет на изменение степеней окисления атомов.

Обычно для создания кислотной среды добавляют серную кислоту. Соляную и азотную применяют реже, т.к. первая способна окисляться, а вторая сама является сильным окислителем и может вызвать побочные процессы. Для создания щелочной среды применяют гидроксид калия или натрия, нейтральной – воду.

Лабораторный опыт: (правила ТБ)

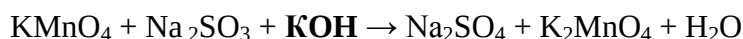
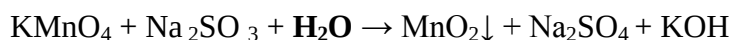
В четыре пронумерованные пробирки налито по 1-2 мл разбавленного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора серной кислоты, во вторую – воду, в третью – гидроксид калия, четвертую пробирку оставьте в качестве контрольной. Затем в первые три пробирки прилейте, осторожно взбалтывая, раствор сульфита натрия. Отметьте. Как изменяется окраска раствора в каждой пробирке. (слайды 7, 8)

Результаты лабораторного опыта:

Продукты восстановления KMnO_4 (MnO_4^-):

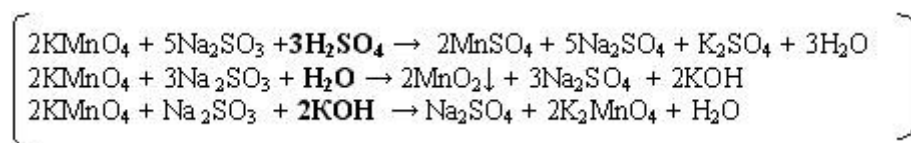
1. в кислой среде – Mn^{+2} (соль), бесцветный раствор;
2. в нейтральной среде – MnO_2 , бурый осадок;
3. в щелочной среде – MnO_4^{2-} , раствор зеленого цвета. (слайд 9,)

К схемам реакций:



Подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель (слайд 10)

(Задание разноуровневое: сильные учащиеся записывают продукты реакции самостоятельно)

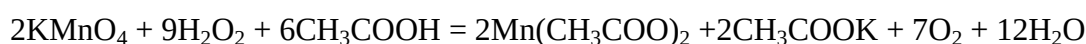


(слайд 11)

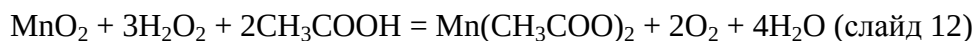
Вы проделали лабораторный опыт, предложите вещество, с помощью которого можно очистить халат.

Демонстрационный опыт:

Пятна от раствора перманганата калия быстро выводятся раствором пероксида водорода, подкисленным уксусной кислотой:



Старые пятна перманганата калия содержат оксид марганца (IV), поэтому будет протекать еще одна реакция:



После выведения пятен кусок ткани необходимо промыть водой.

Значение окислительно – восстановительных реакций

В рамках одного урока невозможно рассмотреть все многообразие окислительно-восстановительных реакций. Но их значение в химии, технологии, повседневной жизни человека трудно переоценить.

Ученик: Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе получения металлов и сплавов, водорода и галогенов, щелочей и лекарственных препаратов.

С окислительно – восстановительными реакциями связано функционирование биологических мембран, многие природные процессы: обмен веществ, брожение, дыхание, фотосинтез. Без понимания сущности и механизмов протекания окислительно-восстановительных реакций невозможно представить работу химических источников тока (аккумуляторов и батареек), получение защитных покрытий, виртуозную обработку металлических поверхностей изделий.

Для целей отбеливания и дезинфекции пользуются окислительными свойствами таких наиболее известных средств, как пероксид водорода, перманганат калия, хлор и хлорная, или белильная, известь.

Хлор как сильный окислитель используют для стерилизации чистой воды и обеззараживания сточных вод.

4. Закрепление изученного материала (Тест на инструктивной карте)

5. Домашнее задание

Используя схемы, данные на уроке, закончите уравнения реакций и расставьте в них коэффициенты методом электронного баланса:

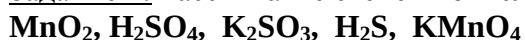
1. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$
2. $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
3. $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots\dots\dots + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (слайд 13)

6. Подведение итогов урока

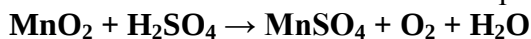
Инструктивная карта

I. Повторение и обобщение изученного ранее материала

Задание 1: Рассчитайте степени окисления элементов в соединениях:



Задание 2: Методом электронного баланса найдите и поставьте коэффициенты в следующей схеме окислительно – восстановительной реакции:



Задание 3: В какой из приведенных схем уравнений реакций MnO_2 проявляет свойства окислителя, а в какой – свойства восстановителя:



II. Углубление и расширение знаний:

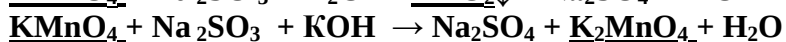
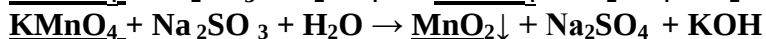
Лабораторный опыт: (соблюдайте правила ТБ)

В четыре пронумерованные пробирки налито по 1-2 мл разбавленного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора серной кислоты, во вторую – воду, в третью – гидроксида калия, четвертую пробирку оставьте в качестве контрольной. Затем в первые три пробирки прилейте, осторожно взбалтывая, раствор сульфита натрия.

Отметьте как изменяется окраска раствора в каждой пробирке:

- 1 пробирка -
- 2 пробирка –
- 3 пробирка –
- 4 пробирка - контроль

Задание: К схемам реакций:



Подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

III. Закрепление изученного материала

Тест:

1. В кислой среде KMnO_4 восстанавливается до:

- A) соль Mn^{+2} Б) MnO_2 В) K_2MnO_4

2. Концентрированная H_2SO_4 при обычной температуре пассивирует:

- A) Zn Б) Cu В) Al

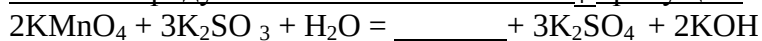
3. Концентрированная HNO_3 не реагирует с металлом:

- A) Ca Б) Au В) Mg

4. Разбавленная HNO_3 с активными металлами восстанавливается до:

- A) NO Б) N_2 В) N_2O

5. Какой продукт восстановления KMnO_4 пропущен:



- A) MnO_2 Б) 2MnSO_4 В) K_2MnO_4

Оценка за тест (по результатам взаимопроверки)

IV. Домашнее задание

Используя схемы, данные на уроке, закончите уравнения реакций и расставьте в них коэффициенты:

