**Из опыта изучения окислительно-восстановительных реакций**

**в школьном курсе химии.**

**Автор:** Светлова Людмила Павловна, учитель химии высшей категории. Место работы: МОУ «Лицей №11 им. Т.А. Александровой» г. Йошкар-Ола.

Тема «Окислительно-восстановительные реакции» является сквозной и изучается в курсе химии 8-11 классов. Раздел: «Окислительно-восстановительные реакции» в курсе неорганической химии является важной и основополагающей базой для успешного изучения химии элементов в 11 классе. Я предлагаю разработку урока по теме «Окислительно-восстановительные реакции», а также систематизацию материала о важнейших восстановителях и окислителях в неорганической химии, который поможет научить учащихся прогнозировать продукты и составлять уравнения ОВР, что необходимо для успешного выполнения заданий второй части ЕГЭ по химии.

**Разработка урока по химии**

**Тема урока: Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).**

**Класс:** 11.

**Тип урока:** комбинированный урок

**Вид урока**: урок совершенствования и закрепления знаний и способов действия.

**Цели урока**: 1) обобщить, систематизировать и расширить знания учащихся об окислительно-восстановительных реакциях, важнейших окислителях и восстановителях, рассмотреть сущность окислительно-восстановительных реакций;

2) выработать умения по составлению уравнений химических реакций, протекающих в различных средах методом электронного баланса;

**Задачи урока:**

*Образовательные:*

* закрепить умения учащихся применять понятие «степень окисления» на практике;
* обобщить и систематизировать знания учащихся об опорных понятиях теории окислительно-восстановительных процессов в зависимости от условий: среды, природы восстановителя и окислителя;
* совершенствовать умение учащихся применять эти понятия к объяснению фактов при выполнении заданий ЕГЭ.

*Развивающие:*

* способствовать мотивации усвоения знаний об ОВР как основы повседневной жизни;
* продолжить развитие логического мышления, умений наблюдать, анализировать, сравнивать, находить причинно-следственные связи, делать выводы; формирование интереса к предмету;
* выделять базовые знания в изучаемом материале и находить логические взаимосвязи между ними;
* обобщать; систематизировать; формулировать выводы.

*Воспитательные:*

* формировать научное мировоззрение обучающихся, формирование культуры межличностного общения: умения слушать друг друга, задавать вопросы, анализировать ответы товарищей, прогнозировать результат работы, оценивать свою работу.

**Формы организации работы:** фронтальная, групповая, индивидуальная.

**Методы обучения, применяемые на уроке:**

1. *«Мозговой штурм»* ***(***постановка проблемы, коррекция ответов, формулирование выводов).

2. *Проблемно-поисковый метод* (создание проблемной ситуации, её решение в процессе выполнения практической работы и формулирование вывода).

3.*Частичнопоисковый метод* (выделение главного, установление аналогий, обобщение).

4. *Метод самостоятельной работы* (инструктирование о порядке выполнения заданий, выполнение задания).

5. *Объяснительно-иллюстративный*.

6. *Эвристическая беседа*.

**Планируемые результаты обучения:**

**Предметные:**

* закрепить, систематизировать и расширить знания учащихся о важнейших окислителях и восстановителях, о влиянии среды на характер протекания ОВР;
* знать классификацию ОВР;
* формирование умений составлять уравнения ОВР с использованием метода электронного баланса.

**Метапредметные:**

* формирование способности выявлять и анализировать существенные признаки явления;
* освоение техники анализа причинно-следственных связей;
* развитие способности к проблематизации и схематизации;
* умение действовать по алгоритму;
* формирование умения контролировать правильность выполнения заданий: осуществлять пошаговый и итоговый контроль по результату;
* развитие логического мышления.

**Личностные:**

* повышение мотивации к изучению химии;
* положительное отношение к процессу познания: проявлять внимание, удивление, желание больше познать;
* формирование навыков общения иораторского мастерства;
* воспитание позитивного и конструктив­ногоотношения к решению проблем.

**Структура урока:**

**I. Организация начала занятия.**

Подготовка обучающихся к работе на уроке. Приветствие, эмоциональный настрой, проверка готовности к уроку.

***Эпиграф:***

*Своими знаниями я обязан только самому себе. Я сам себя научил химии.**Р. Вудворд, лауреат Нобелевской премии.*

**II. Мотивация учебной деятельности**, направленная на осознание значимости данной темы как элемента заданий в практической деятельности человека, а также как важной темы в итоговом контроле в форме ЕГЭ.

**III. Актуализация знаний.**

Постановка проблемных вопросов:

1.Что называется процессом восстановления? Как изменяется степень окисления элемента при восстановлении?  
2. Что называется процессом окисления? Как изменяется степень окисления элемента при окислении?  
3. Определите понятие «восстановитель».  
4. Определите понятие «окислитель».  
5. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?  
5. Как предсказать функцию вещества по степени окисления элемента?

Учащиеся отвечают на вопросы, участвуют в постановке целей урока.

**IV. Анализ учащимися материала, изученного на предыдущих уроках.**

*Информация учителя. Беседа.*

**Правила определения функции соединения в окислительно-восстановительных реакциях.**

**1.** Если элемент проявляет в соединении ***высшую степень окисления****,* то это соединение может быть ***окислителем.***

2. Если элемент проявляет в соединении ***низшую степени окисления****,* то это соединение может быть ***восстановителем.***

3. Если элемент проявляет в соединении ***промежуточную степень окисления,*** то это соединение может быть как ***воcстановителем****,* так и ***окислителем.***

**V. Первичное усвоение новых знаний.**

1. *Учащиеся выполняют задание 1:*

а) двое учащихся выполняют задание у доски, затем осуществляется коллективная проверка выполненного задания;

б) учащиеся выполняют задание индивидуально по вариантам, проверяют правильность выполнения задания по ключу.

***Задание 1:***

а) Предскажите функции веществ в окислительно-восстановительных реакциях:

Н2SO4 (конц.), SO2, S, H2S.Приведите соответствующие уравнения реакций.

*При выполнении задания обратите внимание, что в задании подчеркнут символ элемента(S), по которому следует предсказать возможную функцию вещества.*

б) Какие из перечисленных ниже процессов представляют собой: окисление (О), какие – восстановление (В)? Определите число отданных или принятых электронов.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Вариант I**  1. N2 → NH3↑  2. H2O2 → H2O  3. MnO2→ MnO42─  4. Br2 → BrO3─  5. Cr2O72─ → Cr3+ | **ВариантII**  1. Сl2→ 2 Cl─  2. Cr2O3 → CrO42─  3. NO3─ → NO2↑  4. H2O2 → O2↑  5. MnO4─ → Mn2+ | **Вариант III**  1. 2 I─→ I2  2. SO42─ → SO2↑  3. Fe3+ → FeO42─  4. NO3─→ NH4+  5. Al→ [Al(OH)4]─ |

**Ответ:**

+6

а)H2SO4 (конц.) - окислитель, так как элемент сера проявляет в данном соединении высшую степень окисления (+6).

-2

Н2S - восстановитель, так как элемент сера проявляет в данном соединении низшую степень окисления (-2).

0 +4

S, SO2 - окислитель или восстановитель (в зависимости от сореагента), так как элемент сера проявляет в данных соединениях промежуточную степень окисления.

При выполнении этого задания учитель обращает внимание учащихся на то, что в задании подчеркнут символ элемента (S), по которому следует предсказать возможную функцию вещества. В противном случае сделанное предположение может быть неправильным.

Например, H2S может быть за счет элемента водорода, имеющего степень окисления +1, окислителем, например:

+1 0 150 ᵒс +1 0

2 H2S (г) + 2 Na 2 NaHS + H2↑

ок-ль восс-ль

б) Вариант I: О – 2, 4; В – 1, 3, 5. Вариант II: О – 3, 4; В – 1, 2, 5. Вариант III: О – 1, 3, 5; В – 2, 4.

2. Учащиеся выполняют **задание № 2** (двое учащихся у доски). Коллективная проверка правильности выполнения задания (*приложение № 1*).

**Ответ:**

+7 +7 +6 +6 +6 +5

Важнейшие окислители – HClO4, KMnO4, H2SO4 (конц.), K2CrO4, K2Cr2O7, HNO3 и др.

-1 -1 +2 -2 +3

Важнейшие восстановители – HI, HBr, MnSO4,H2S, Cr2(SO4)3 и др.

3. Анализ таблицы «Важнейшие окислители и восстановители» (раздаточный материал - *приложение №2*). Учащиеся делают выводы о возможных окислительно-восстановительных функциях веществ в зависимости от степени окисления элементов.

**VI. Первичное закрепление знаний. Составление уравнений окислительно-восстанови-тельных реакций методом электронного баланса.**

Для составления окислительно-восстановительных ре­акций используют метод электронного баланса.

***Метод основан*** на сравнении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции и на балансировании числа электронов, смещаемых от восстановителя к окислителю.

***Метод применяют*** для составления уравнений реакций, протекающих в любых фазах. В этом универсальность и удобство метода.

***Недостаток метода*** — при выражении сущности реак­ций, протекающих в растворах, не отражается существова­ние реальных частиц.

*Затем учитель предлагает учащимся вспомнить алго­ритм составления уравнений окислительно-восстановитель­ных реакций методом электронного баланса.*

**Алгоритмическое предписание для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:**

1. Составить схему реакции.

2. Определить степени окисления элементов в реагентах и продуктах реакции.

3. Определить, какой элемент окисляется (его степень окисления повышается) и какой элемент восстанавливается (его степень окисления понижается) в процессе реакции.

4. В левой части схемы обозначить с помощью стрелок процесс окисления (смещения электронов от атома элемента) и процесс восстановления (смещения электронов к атому элемента)

5. Определить восстановитель (атом элемента, от которого смещаются электроны) и окислитель (атом элемента, к которому смещаются электроны).

6. Сбалансировать число электронов между окислителем и восстановителем.

7. Определить коэффициенты для окислителя и восстановителя, продуктов окисления и восстановления.

8. Записать коэффициент перед формулой вещества, определяющего среду раствора.

9. Проверить уравнение реакции.

**Задание**: составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, используя метод электронного баланса, пользуясь таблицей «Важнейшие окислители и восстановители»; определить окислитель и восстановитель.

+5 0 -3 +3

3 NaNO3 +8 Al + 5 NaOH + 18 H2O → 3 NH3↑ + 8 Na[Al(OH)4]

+5 -3

N + 8 ē → N 3 NaNO3 – окислитель за счет азота со с.о. +5

0 +3

Al ─ 3 ē → Al 8 Al – восстановитель

**VII. Лабораторная работа (первичная проверка понимания изученного).**

***Общее задание:***

1. Проделать опыты.

2. Описать внешние признаки исходных веществ и растворов. Указать особенности протекания данной реакции: изменение окраски раствора, выделение газа, выпадение осадка и его цвет.

3. Указать окислитель, восстановитель и характер среды в данной реакции. Подобрать коэффициенты методом электронного баланса.

***ОПЫТ 1.*Окислительные свойства перманганата калия (КМпО4) в кислой, нейтральной и щелочной средах.**

В трипробирки внести по 1-2мл раствора КМпО4, затем в первую –2-3 мл раствора серной кислоты, во вторую - такой же объём воды; в третью­раствор щёлочи NaOH. 3атем в каждую из пробирок добавить по капле раствора сульфита натрия (Na2SО3).

***ОПЫТ 2.*Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода (H2O2).**

а) В пробирку поместить 2 мл раствора пероксида водорода (Н2O2). Добавить 1 мл раствора серной кислоты, а затем 1 мл раствора иодида калия (KI).

б) В пробирку налить 2 мл раствора H2O2, добавить 1 мл раствора серной кислоты, затем прилить 5-6 капель раствора перманганата калия. Какой газ выделяется?

***ОПЫТ 3.* Окислительные свойства бихромата калия (K2Cr2O7).**

В пробирку поместить 1-2 мл раствора бихромата калия, прилить несколько капель раствора серной кислоты, а затем добавить 2-3 мл раствора сульфида натрия (Na2S).

*Учащиеся составляют уравнения ОВР на доске, делают выводы.*

**VIII. Рефлексия.**

**Выводы по уроку:**

1. ОВР - основа дальнейшего изучения курса неорганической химии..

2. ОВР - один из основных элементов содержания КИМов ЕГЭ.

3. Направление протекания окислительно-восстановительных процессов зависит от условий: характера среды, природы восстановителя и окислителя.

4. Существуют разные технологии составления ОВР с участием неорганических веществ:

а) дописать вещества в пропусках; б) после расстановки коэффициентов заполнить пропуски (задание С1).

**IX. Подведение итогов.**

Выставление оценок за работу на уроке.

**X. Домашнее задание.**

1) анализ таблицы «Важнейшие окислители и восстановители»;

2) задание С1ЕГЭ.

**Методическая литература:**

1. Кузнецова Н.Е. Химия. 11 класс: профильный уровень: учебник для учащихся ООУ в 2 ч. Ч. 1. – М.: Вентана-Граф, 2010.

2. Лёвкин А.Н., Кузнецова Н.Е. Задачник по химии: 11 класс/ А.Н. Лёвкин, Н.Е. Кузнецова. – М.: Вентана-Граф, 2013.

3. Ушкалова В.Н., Иоанидис Н.В. Химия: конкурсные задания и ответы. Пособие для поступающих в вузы. – М.: Просвещение, 2000.

4. Доронькин В.Н., Бережная А.Г., Сажнева Т.В., Февралёва В.А. Химия. Подготовки к ЕГЭ-2016. Тематический тренинг): учебно-методическое пособие/ Под ред. В. Н. Доронькина. – Ростов н/Д: Легион, 2015.

5. Кузьменко Н.Е. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. В 2 т. Т. 1: учебное пособие / Н.Е. Еремин, В.А. Попков. – М.: Издательство «Экзамен», 2007.

***Приложение № 1***

**Задание 2**

Используя таблицы 1-5, назовите важнейшие окислители и восстановители.

Таблица 1

**Степени окисления галогенов**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Процесс окисления | +7  +6  +5  +4  +3  +2  +1  0  -1 | Процесс восстановления | Cl2O7, HClO4  Cl2O6  HClO3, MClO3  ClO2  HClO2  —  Cl2O, HClO, MClO  Cl2  HCl, MCl | —  —  HBrO3  BrO2  —  —  Br2O, HBrO  Br2  HBr, MBr | H5IO6(HIO4)  —  I2O5,HIO3  IO2  —  —  HIO  I2  HI,MI |

Таблица 2

**Степени окисления элементов марганца**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Процесс окисления | +7  +6  +5  +4  +3  +2  +1  0 | Процесс восстановления | Mn2O7, Mn — перманганат -ион  — Mn — манганат -ион  — —  MnO2 —  Mn2O3  —  — —  Mn — металлический марганец |

Таблица 3

**Степени окисления элементов серы**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Процесс окисления | +6  +4  +2  0  -2 | Процесс восстановления | SO3, H2SO4  SO2, H2SO3 , M2SO3  SCl2  S2, S4, S6, S8, S∞  H2S, M2S |

Таблица 4

**Степени окисления элементов хрома**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Процесс окисления | +6  +3  +2    0 | Процесс восстановления | CrO3, Cr2, Cr  Cr2O3,  Cr |

Таблица 5

**Степени окисления элементов азота**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Процесс окисления | +5  +4  +3  +2  +1  0  -1  -2  -3 | Процесс восстановления | N2O5, HNO3, MNO3  NO2, N2O4  N2O3, HNO2, MNO2  NO — —  N2O, H2N2O2 — азотноватистая кислота  N2 —  NH2OH — гидроксиламин  N2H4 — гидразин  NH3, |

***Приложение №2***

**Важнейшие окислители и восстановители**

**Восстановители**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Вещество или ион, проявляющий восстановительные свойства** | **Соединение или ион, до которого окисляется восстановитель** | **Среда**  **(условия)** | **Примечание** |
| **Металлы (только восстановители). М0 ─ n ẽ → Mn+.**  Сила восстановителя зависит от свойств металла | | | |
| **Al** | AlO2─  [Al(OH)4]─  Al3+ | Щелочная среда  Щелочная среда  Кислая среда | В расплаве  В растворе  В растворе |
| **Zn** | ZnO22─  [Zn(OH)4]2─  Zn2+ | Щелочная среда  Щелочная среда  Кислая среда | В расплаве  В растворе  В растворе |
| **Pb** | Pb2+  PbO22─ | Кислая среда  Щелочная среда | В растворе  В расплаве |
| **Простые вещества - неметаллы** | | | |
| **H2** | H+ |  | Слабый  восстановитель |
| **S** | SO2  SO32─, SO42─ | При обжиге  В растворе (чаще образуется SO42─) | Слабый  восстановитель |
| **С** | СO  CO2 | При обжиге (при взаимодействии с окислителем средней силы)  При обжиге (при взаимодействии с сильным окислителем или в избытке O2) | Сильный восстановитель (при высокой температуре) |
| **P** | P2O5  PO43─ | При обжиге (в избытке  кислорода)  В растворе | Слабый  восстановитель |
| **Галогены (исключение F2): I2, Br2, Cl2** | IO3─, BrO3─, ClO3─ | В растворе | При действии сильных окислителей |
| **Молекулы и ионы, содержащие неметаллы в низших степенях окисления**  **( только восстановители)** | | | |
| **Галогеноводородные кислоты и их соли X─ (I─, Br─, Cl─)** | Галогены – простые вещества X2 (I2, Br2, Cl2) | I─ › Br─ › Cl─  Восстановительные свойства уменьшаются | I─ - сильный, Br─ - средний, Cl─ - слабый восстановитель |
| **H2S и ее соли** | S0  S+6 ( в виде SO42─) | При взаимодействии с окислителем средней силы  При взаимодействии с сильным окислителем |  |
| **NH3 и соли аммония (NH4+)** | NO |  | Возможно образование N2 или NO2 |
| **CH4** | CO2 |  |  |
| **PH3 (фосфин)** | PO43─ | В растворе | При взаимодействии с сильным окислителем |
| **Катионы металлов в состоянии низшей степени окисления** | | | |
| **Fe2+** | Fe3+  Fe(OH)3  Fe+6в виде FeO42─ (феррат-ион) | В кислой среде  В щелочной среде  В сильнощелочной среде | Только при действии сильных окислителей |
| **Cr2+** | Cr3+  Cr(OH)3 | В кислой среде  В щелочной среде | Сильный восстановитель |
| **Cr3+** | Cr2O72─ (оранжевый)  CrO42─ ( желтый) | В кислой среде  В щелочной и нейтральной среде |  |
| **Cu+** | Cu2+ |  |  |
| **Молекулы и ионы, содержащие элементы в промежуточной**  **степени окисления.** | | | |
| **SO2 (сернистый газ) и соли H2SO3** | SO2  SO42─ | В растворе | Слабый  восстановитель |
| **Азотистая кислота HNO2 и ее соли (NO2─ нитрит-ион)** | NO3─ (нитрат-ион) | В растворе | Слабый  восстановитель |
| **H2O2 (за счет O─1)** | O2 | При взаимодействии с сильными окислителями | Слабый  восстановитель |
| **CO** | CO2  CO32─ | Обжиг  или в кислой среде  Нейтральная или щелочная среда | В растворе |
| **MnO2** | MnO4─ (перманганат-ион)  MnO42─ (манганат-ион) | В кислой среде  В щелочной среде | Слабый  восстановитель |

**Окислители**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Вещество или ион, проявляющий окислительные свойства** | **Соединение или ион, до которого восстанавливается окислитель** | **Среда**  **(условия)** | **Примечание** |
| **Простые вещества, образованные атомами неметаллов VI – VII групп.** | | | |
| **Галогены: F2,Сl2, Br2, I2** | F─, Cl─, Br─, I─ (галогеноводородные кислоты и их соли) |  | F2 - только окислитель  F2 › Сl2 › Br2 › I2  окислительные свойства уменьшаются (I2 - слабый восстановитель) |
| **O2** | O2─ |  |  |
| **Ионы, молекулы, содержащие атомы неметаллов в высшей положительной степени окисления (только окислители)** | | | |
| **HNO3 (конц.)** | NO2  N2O | C металлами и неметаллами  C активными металлами | Сильный окислитель |
| **HNO3 (разб.)** | NO  NO, N2O, N2  NH4NO3 | Металл в ряду напряжений после Н  Металл в ряду напряжений до Н  Очень разбавленная, с активными металлами | Сильный окислитель |
| **H2SO4 (конц.)** | SO2, S, H2S | С малоактивными металлами, неметаллами и HBr выделяется SO2.  Со щелочными и щелочноземельными металлами, HI – S или H2S. | Чем меньше концентрация кислоты и больше активность металла, тем сильнее меняется степень окисления серы.  Сильный окислитель. |
| **NaNO3 (KNO3)** | NH3 | Щелочная среда | Восстановители –  Al, Zn, Mg |
| **H+ (H3O+- ионы гидроксония)** | H2 | Преимущественно в реакциях с металлами | Только окислители |
| **Ионы, молекулы, содержащие атомы металлов в высшей положительной степени окисления (только окислители)** | | | |
| **KMnO4 (NaMnO4)** | Mn2+ (MnSO4, MnCl2 …)  MnO2 (бурый осадок)  MnO42─ (манганат-ион, зеленый) | В кислой среде  В нейтральной среде  В щелочной среде | Сильный окислитель  Средний окислитель  Слабый окислитель |
| **K2Cr2O7 (оранжевый) и**  **K2CrO4 (желтый)** | Cr3+  Cr(OH)3  [Cr(OH)4]─ | В кислой среде  В нейтральной среде  В щелочной среде | Сильные окислители.  щелочь  Cr2O72─ CrO42─  кислота  Бихроматы используются как окислители только в кислой среде |
| **PbO2** | PbO22─ (плюмбит-ион)  Pb2+ | В окислительно-щелочных расплавах  В кислой среде |  |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли**  **(преимущественно хлора и брома)** | | | |
| **NaClO (ClO─),**  **NaBrO (BrO─)** | Cl─  Br─ |  | Гипохлориты (гипо-  бромиты) – сильные окислители в любой среде |
| **NaClO3 (ClO3─),**  **NaBrO3 (BrO3─)** | Cl─  Br─ |  | Хлораты (броматы) – сильные окислители в кислой среде и в окислительно-щелочных расплавах |
| **CaOCl2 (хлорная или белильная известь)** | Cl─ (CaCl2) |  |  |
| **NaIO (IO─),**  **NaIO3 (IO3─)** | I2 |  |  |
| **Катионы металлов в высшей положительной степени окисления** | | | |
| **Fe3+, Cr3+** | Fe2+, Cr2+ |  | Слабые окислители |
| **Hg2+** | Hg+ |  | Образуется катион Hg22+ (Hg2Cl2 - каломель) |
| **Молекулы и ионы, содержащие элементы в промежуточной**  **степени окисления.** | | | |
| **KNO2, HNO2**  **(NO2─ - нитрит-ион)** | NO | В кислой среде при действии сильного восстановителя (KI, H2S) | Лабораторный способ получения NO |
| **SO2 и соли H2SO3** | S |  | Слабый окислитель |
| **H2O2 (за счет O─1)** | H2O  OH─ | В кислой среде  В нейтральной и щелочной среде | При взаимодействии с сильными восстановителями |

**Классификация ОВР:**

**1.Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции -** реакции, в которых частицы – доноры электронов (восстановители) и частицы акцепторы электронов (окислители) находятся ***в разных веществах.***

К этому типу относятся большинство ОВР.

Fе + CuSO4 → Сu + FeSO4

2 KMnO4 + 16 HCl → 2 KCl + 2 MnCl2 + 5 Cl2↑ + 8 H2O

К межмолекулярным ОВР относятся **реакции компрпорционирования (конмутации)** - реакции, в которых окислителем и восстановителем являются ***атомы одного и того же эле­мента***, входящие ***в состав разных веществ.*** При этом получается простое вещество, образо­ванное атомами этого элемента.

2 H2S + SO2 → 3 S + 2 Н2О

6 НСl (конц.) + КСlОз → 3 Cl2 + КСl + 3 Н2О

**2. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции (реакции окислительно-восстановнтельного распада)** - реакции, в которых донор электронов (восстановитель) и акцептор электронов (окислитель) находятся ***в одном и том же веществе.***

+7 -2 +6 +4 0

2 КМnО4 → K2MnO4 + MnO2 + O2↑

+5 -2 +3 0

2 NаNOз → 2 NaNO2 + O2↑ (M до Mg, исключая Li)

+5 -2 +4 0

2 Pb(NO3)2 → 2 РЬО + 4 NO2↑ + O2↑ (M от Mg до Cu, а также Li – включительно)

+1 +5 -2 0 +4 0

2 АgNОз → 2 Ag + 4 NO2↑ + O2↑ (M после Cu)

К ним же относятся реакции разложения веществ, в которых атомы одного и того же элемента имеют различные степени окисления:

-3 +5 +1

NН4NОз → N2O↑ + 2 Н2О

**3. Реакции диспропорционирования (дисмутации или самоокисления-самовосстановления)** - реакции, в которых ***атомы одного и того же элемента выполняют одновременно функции и доноров электронов (восстановителей) и акцепторов электронов (окислителей***).

Эти реакции возможны для веществ, содержащих атомы элементов в промежуточных степенях окисления.

0 +1 -1

Cl2 + 2 NaOH → NaClO + NaCl + Н2О

(хол. р-р)

0 t,ᵒc +5 -1

3 Cl2 + 6 NaOH → NаСlОз + 5 NaCI + 3 Н2О

(гор. р-р)

0 t,ᵒc -2 +4

3 S + 6 NaOH → 2 Na2S + Nа2SO3 + 3 Н2О

0 t,ᵒc -3 +1

4 Р + 3 NaOH + 3 Н2О → РНз↑ + 3 NaH2PO2

NaH2PO2 - гипофосфит натрия (средняя соль)

+4 +5 +3

2 NO2 + 2 NaOH → NaNO3 + NaNO2 + H2O