

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

«Ижевский государственный технический университет
имени М. Т. Калашникова»



Кафедра «Химия и химическая технология»

Курс «Химия»

Тема «Окислительно-восстановительные
реакции»

Автор Семакина Н.В., к.т.н., доцент

Ижевск
2013

План лекции

1. Степень окисления атомов элементов
2. Окислительно-восстановительные реакции
3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:
 - 3.1. Метод электронного баланса
 - 3.2. Метод полуреакций (электронно-ионный метод)
4. Направление окислительно-восстановительных реакций
5. Роль окислительно-восстановительных реакций в природе и технике

Степень окисления (СО)

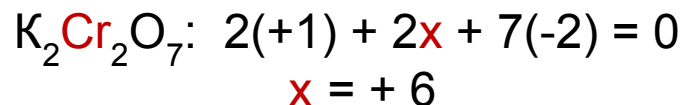
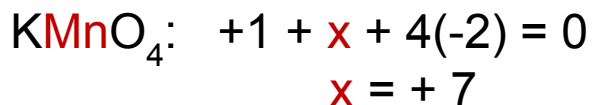
Заряд элемента, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов.

В простых веществах СО элемента = 0 ($H_2^0, O_2^0, S_8^0, Al^0, Fe^0 \dots$)

В соединениях

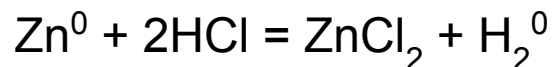
- щелочные элементы Na, K... постоянная СО: +1
- Be, Mg, щелочноземельные элементы: +2
- F: - 1
- H: +1, в гидридах (NaH) - 1
- O: - 2, в пероксидах ((H_2O_2)) - 1, фторид кислорода (OF_2) +2
- СО иона = заряду иона: Mg^{2+} + 2

Элементы с непостоянной СО



Окислительно-восстановительные реакции

Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления элементов



восстановитель (окисленная форма)

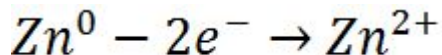


окислитель восстановленная форма

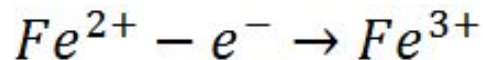
Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем

Важнейшие восстановители

1. Типичные металлы : Al, Mg, Zn, Na, K...



2. Соединения, в которых металл проявляет низшую СО: $Fe^{+2}Cl_2$ и $Fe^{+3}Cl_3$; $Cu^{+1}Cl$ и $Cu^{+2}Cl_2$

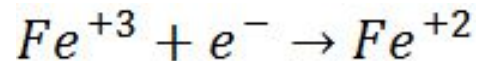


3. Соединения низших СО, присущих данному элементу: KI^{-1} , HCl^{-1} , H_2S^{-2} , $N^{-3}H_3$ $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2 \uparrow$

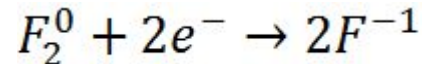
4. В пиromеталлургии: $C^{+2} - 2e^- \rightarrow C^{+4}$ H_2 , CO (или кокса), CO

Важнейшие окислители

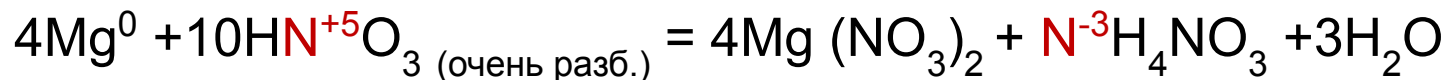
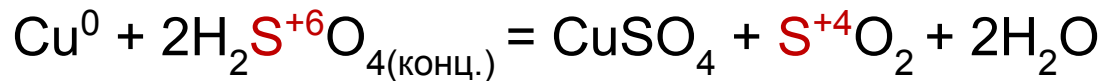
1. Соединения высших степеней окисленности, присущих данному металлу: $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{Fe}^{+3}\text{Cl}_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$



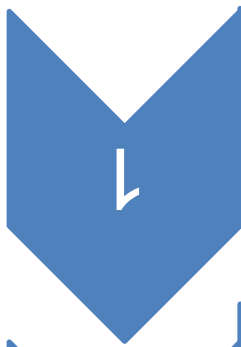
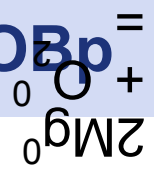
2. F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2



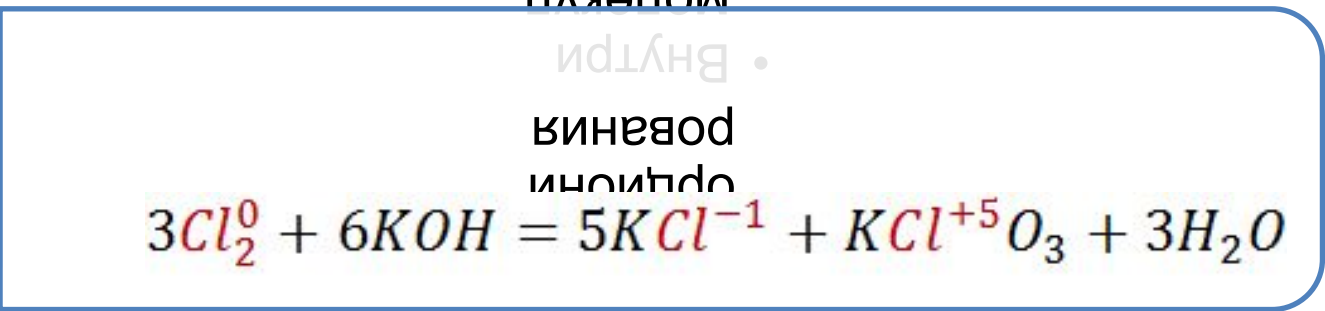
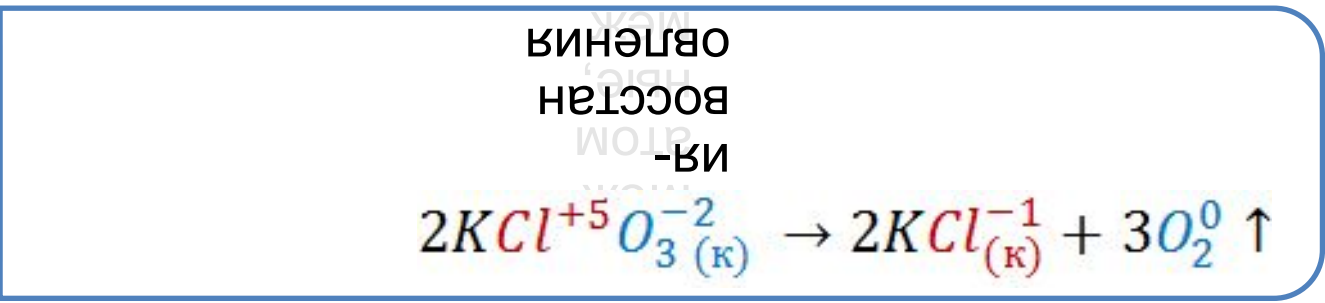
3. H^{+1}Cl , HN^{+5}O_3 , $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$, $\text{Mg}^0 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) = MgSO_4 (конц.) + H_2^0



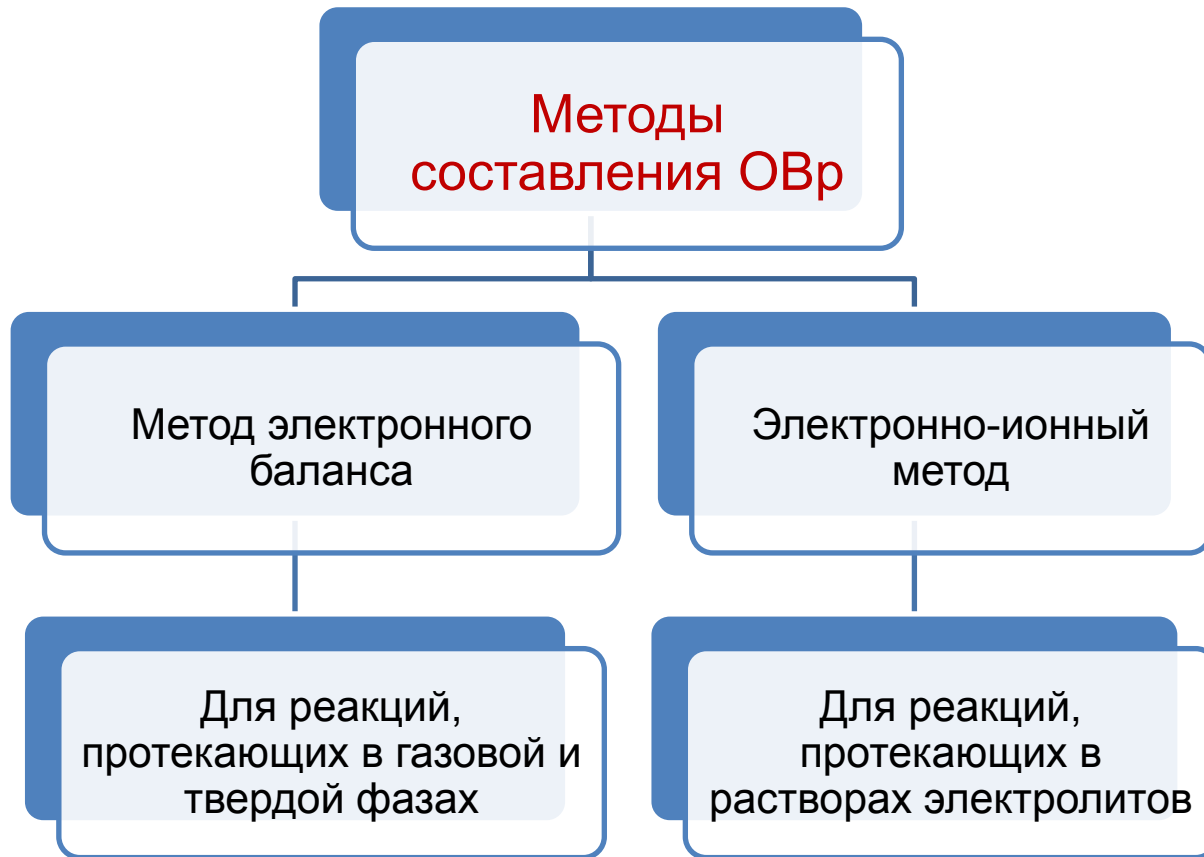
Типы ОВР



•
 молекулярные
 простые

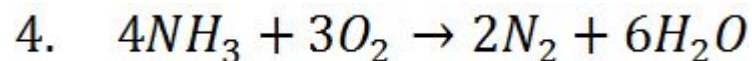
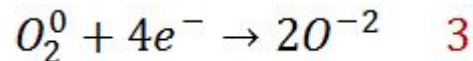
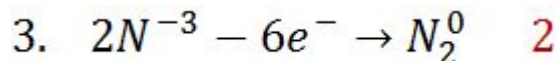
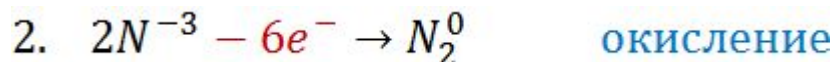
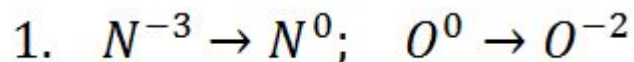
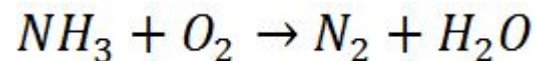


Составление уравнений ОВр



Метод электронного баланса

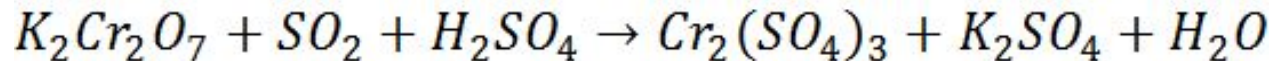
Основан на сравнении СО атомов в исходных и конечных веществах



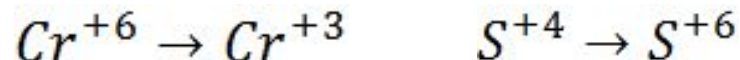
O_2 – окислитель, NH_3 – восстановитель

Электронно-ионный метод (метод полуреакций)

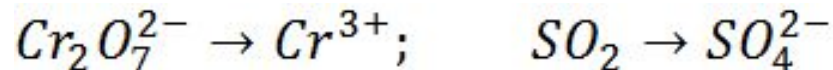
Овр в кислой среде



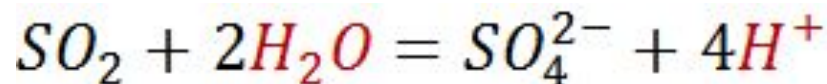
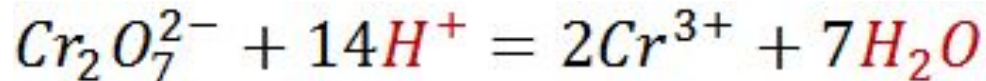
1. Определяем элементы, изменяющие СО



2. Определяем реально существующие в условиях реакции частицы (в виде полуреакций):

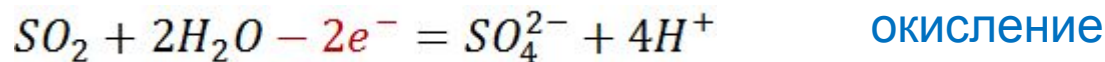
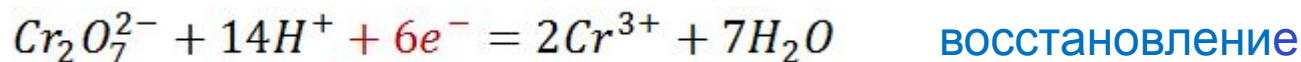


3. Уравниваем число атомов:

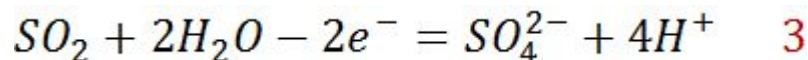
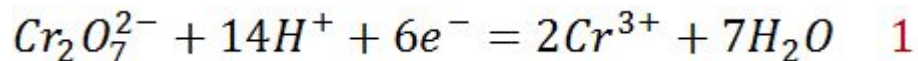


Овр в кислой среде

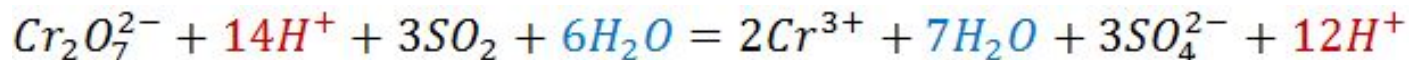
4. Уравниваем заряды частиц:



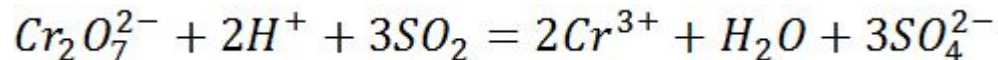
5. Определяем коэффициенты:



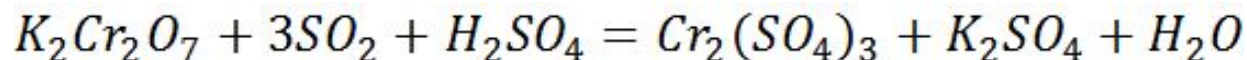
6. Суммируем с учетом коэффициентов:



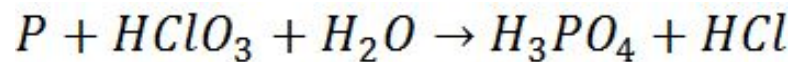
7. Сокращаем подобные члены:



8. Уравнение в молекулярной форме:



Овр в нейтральной среде



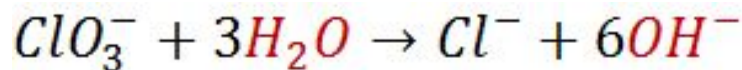
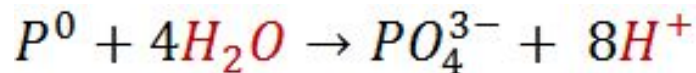
1. Определяем элементы, изменяющие СО



2. Определяем реальные частицы

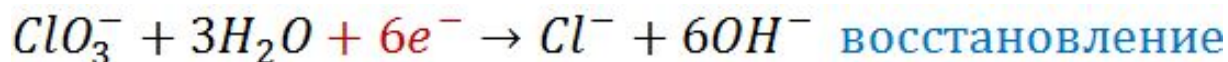
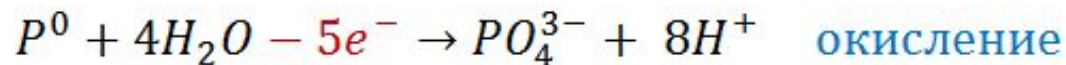


3. Уравниваем число атомов

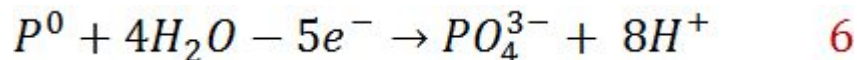


Овр в нейтральной среде

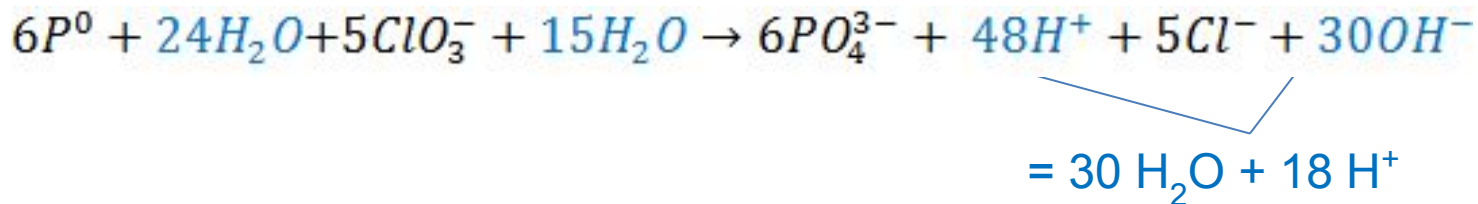
4. Уравниваем суммарное число зарядов



5. Подбираем коэффициенты

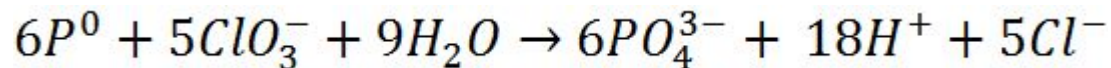


6. Складываем уравнения полуреакций

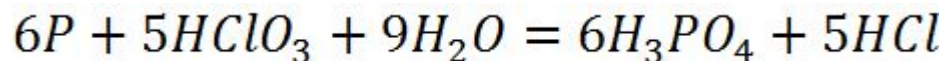


Овр в нейтральной среде

7. Сокращаем подобные члены



8. Уравнение в молекулярной форме



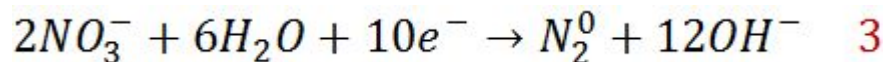
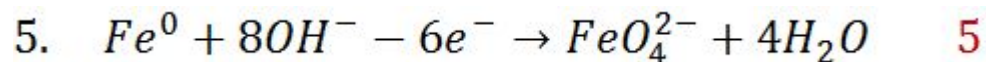
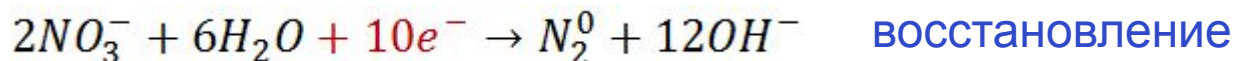
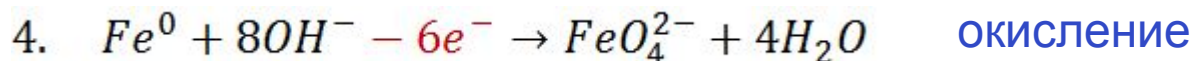
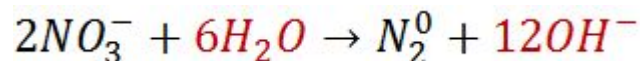
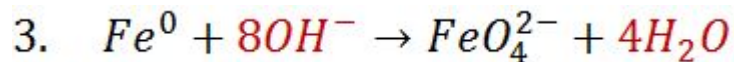
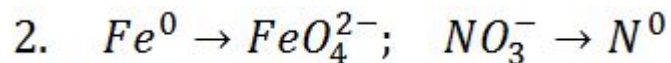
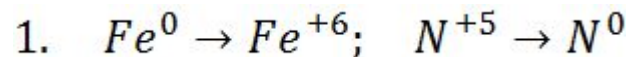
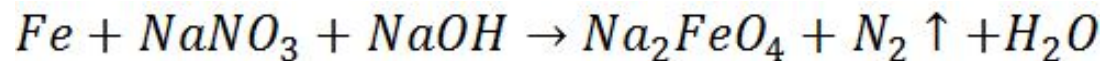
9. Проверяем количество атомов кислорода

$$O: 24 = 24$$

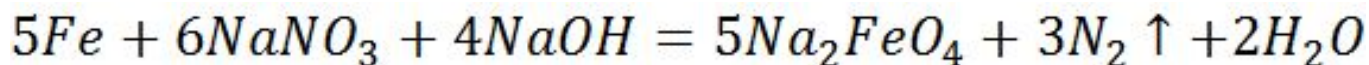
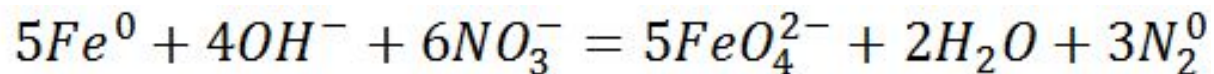
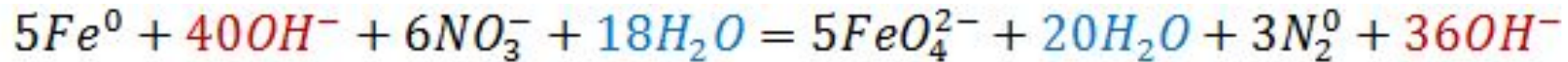
10. Определяем окислитель, восстановитель

$HClO_3$ – окислитель, P – восстановитель

Овр в щелочной среде



Овр в щелочной среде



$$0:22 = 22$$

Fe – восстановитель; $NaNO_3$ – окислитель

Направление протекания ОВр

Условие самопроизвольного протекания реакций

$$\Delta G_{\text{х.р.}}^0 < 0$$

$$\Delta G = -nFE$$

F – постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль

E – электродвижущая сила

n – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе

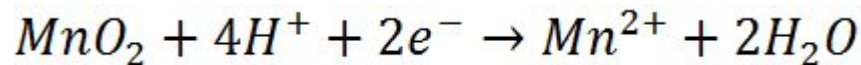
$$E = \varphi_{\text{ок}}^0 - \varphi_{\text{вос}}^0 > 0$$

$\varphi_{\text{ок}}^0$ – стандартный электродный потенциал окислителя

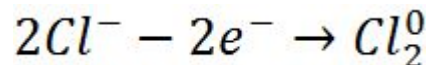
$\varphi_{\text{вос}}^0$ – стандартный электродный потенциал восстановителя

Направление протекания ОВр

Возможна ли в стандартных условиях ОВр?



ОКИСЛИТЕЛЬ



ВОССТАНО-
ВИТЕЛЬ

Табличные значения

$$\varphi^0(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = 1,23 \text{ В}$$

$$\varphi^0(2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2^0) = 1,36 \text{ В}$$

Направление протекания ОВр

$$E = \varphi^0(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) - \varphi^0(2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2^0) = 1,23 - 1,36 = -0,13\text{В} < 0$$

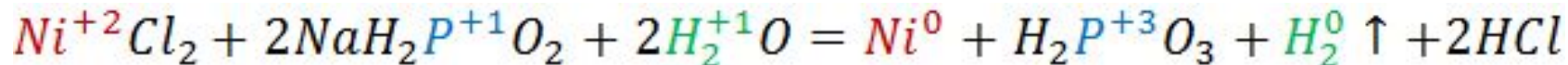
$$\Delta G^0 = -nFE = -2 \cdot 96500 \cdot (-0,13) = 25090 \text{ Дж} > 0$$

В стандартных условиях окисление HCl оксидом марганца (IV) термодинамически невозможно

Роль Овр в природе и технике

1. Реакция фотосинтеза у растений и процессы дыхания у животных и человека.
2. Процессы горения топлива, протекающие в топках котлов тепловых электростанций и в двигателях внутреннего сгорания.
3. Получение металлов, органических и неорганических соединений.
4. Очистка различных веществ, природных и сточных вод, газовых выбросов электростанций и заводов и т. п.
5. Получение металлических покрытий на поверхностях металлических и неметаллических изделий.

Химическое никелирование



используется в

- электронной и вычислительной технике
- радиотехнике и автоматике
- электротехнике для получения печатных схем
- нанесения покрытий на поверхностях диэлектриков и полупроводников
- при изготовлении микросхем

Химическим способом получают также покрытия серебром, медью и палладием

Выводы

1. Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из процессов окисления и восстановления.
2. В химических окислительно-восстановительных реакциях окисление и восстановление взаимосвязаны: происходит переход электронов от восстановителя к окислителю.
3. Окислительно-восстановительные реакции играют важную роль в природе и технике.

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ

© ФГБОУ ВПО ИжГТУ имени М.Т. Калашникова, 2013

© Семакина Надежда Владимировна, 2013