06.-10.04.20 г. Гр.23 Предмет Общая и неорганическая химия

**Тема: Окислительно-восстановительные реакции**

*Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) –*химические реакции, осуществляющиеся за счет полного или частичного перехода валентных электронов от одних атомных или молекулярных частиц к другим, в результате которых изменяются степени окисления элементов: 2Са + О2 = 2СаО. Понятия «окисление» и «восстановление» было введено в обращение только в конце 18 века после открытия кислорода в 1772г.(Шееле) и в1974г.(Пристли). Лавуазье, изучавший свойства этого газа, установил, что он является составной частью воздуха и предложил «окислением» считать процесс присоединения кислорода к веществу (см реакцию), а «восстановлением» - процесс отнятия кислорода от вещества, например: WO3 + 3H2 = W + 3H2O.

Степень окисления (повторить).Степень окисления кислорода -2, исключения – пероксиды – (-1), надпероксиды КО2 –(-1/2), озониды – КО3(-1/3).

Процесс *отдачи электронов*, в результате которого степень окисления повышается, называется реакцией (процессом) *окисления*: Сао – 2е = Са2+. Вещества, атомные или молекулярные частицы, отдающие электроны в ходе ОВР, и *повышающие при этом степень окисления, называются восстановители* (Сао – восстановитель).

Процесс присоединения электронов, в результате которого степень окисления повышается, называется реакцией (процессом) *восстановления*: О2о + 4е = 2О2-. Вещества, атомные или молекулярные частицы, *присоединяющие электроны в ходе ОВР, и понижающие при этом степень окисления, называются окислители.*

*Типичные окислители:*

*- атомы и молекулы неметаллов;*

*- катионы металлов;*

*- катионы водорода (в составе воды или кислот);*

*- элементы в высшей положительной степени окисления* (S6+ в серной кислоте. Мn7+ в перманганате калия, N5+ в азотной кислоте, Сr6+ в бихромате калия). К наиболее сильным окислителям относятся вышеперечисленные элементы в высшей положительной степени окисления, а также кислород, галогены, озон, фтор (самый сильный окислитель).

*Типичные восстановители:*

*- атомы металлов;*

*- газообразный водород и углерод при высоких температурах;*

*- элементы в низшей степени окисления;*( S2- в сероводороде и сульфидах, N3-в аммиаке, галогенид-ионы, кроме фторид-иона. К наиболее сильным восстановителям из простых веществ относятся щелочные и щелочно-земельные металлы; из элементов в низшей степени окисления - S2-, Вr-, I-, Fe2+, Sn2+ и др.

**Тема: Виды электрохимических систем. Уравнение Нернста.**

**Электрохимические системы** – системы, состоящие из окислителя и восстановителя, обменивающиеся между собой электронами. К ним относятся окислительно-восстановительные реакции , химические источники тока, электролиз и другие.

# Уравнение Нернста.Это уравнение позволяет рассчитать электродный потенциал любой окислительно-восстановительной системы, находящейся в нестандартных условиях, от концентрации окисленной и восстановленной форм веществ и температуры.

**Е = Е0 + RT/nF lnCxox/Cyred** , где Е – электродный потенциал любой ОВС; Е0 – стандартный электродный потенциал процесса при концентрации 1моль/1000гН2; F = 96485Кл/моль; n – число передаваемых в электронной полуреакции электронов; R = 8,31Дж/мольК – универсальная газовая постоянная; Т – температура, К; Cxox и Cyred– концентрации окисленной и восстановленной форм; х и у – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Для стандартных условий эта зависимость отконцентрации приобретает вид: **Е = Е0 + 0,059/n lgCxox/Cyred**.

Для металлического электрода, концентрацией восстановленной формы **Cyred** можно пренебречь, т.к. концентрация металла в растворе практически равна нулю: **Е = Е0 + 0,059/n lgCxox**.

Для водородного электрода также можно пренебречь концентрацией восстановленной формы – газообразный водород практически нерастворим. Уравнение приобретает вид: **Е = 0,059 lgCН+,**т.к. Е0 = 0, n= 1. Концентрация катиона водорода связана с рН = - **lgCН+**, следовательно: **Е = - 0,059рН.**

Рассчитаем электродный потенциал водородного электрода для нейтральной и щелочной среды. В кислой среде Е = Е0 = 0 В.

Нейтральная среда: рН = 7, Е = -0,413 В.

Щелочная среда: если рН =14, то Е = -0.826 В.

В соответствии с уравнением Нернста можно составить концентрационный ГЭ из двух одинаковых электродов, погруженных в раствор одного и того же электролита, но разной концентрации. Например:

Ag l AgNO3 (0,01M) ll AgNO3 (0,1M)l Ag

Анод (окисление): Ag → Ag+ + e

Kатод (восстан-е): Ag++ e → Ag

Ео(анода) = 0,8 + 0,059lg 10-2= +0,68B

Ео(канода) = 0,8 + 0,059lg 10-1= +0,74B

∆Ео = Ео(катода) – Ео(анода) = 0,74 – 0,68 = 0,06В

Очевидно, что чем больше будет разность концентраций электролитов, тем больше ЭДС ГЭ.

**Тема: Гальванические элементы. ЭЛС гальванического элемента**

***Гальванический элемент****(ГЭ) – химический источник ток - устройство (гальваническая ячейка), в котором энергия химической о/в реакции превращается в электрическую.* Основа ГЭ – электроды; один содержит окислитель, другой – восстановитель. Электроды контактируют с ионопроводящим материалом – электролитом. Электрод, на котором в ходе реакции происходит процесс окисления, называется *анодом;*электрод, на котором осуществляется восстановление – *катодом.* Максимальное напряжение гальванического элемента, отвечающее обратимому протеканию происходящей в ней реакции, называется электродвижущей силой***(ЭДС)*элемента**.

**ЭДС0298 = Е0катода – Е0анода,**

где Е0,ЭДС0298 – значения стандартного потенциала электрода и ЭДС ГЭ,

измеренные в стандартных условиях (250С, 101 кПа,

концентрация раствора собственных солей 1 моль/л )

Катодом будет являться электрод с наиболее положительным значением Е0. Например, ЭДС ГЭ, составленного из медного (катод) и цинкового (анод) электродов, равна

ЭДС0298 = Е0Cu – Е0Zn = 0,34 – (-0,76) = 1.1 (В)

Электролиз

**Электролиз –***химические реакции, протекающие под действием постоянного электрического тока на электродах, помещенных в раствор, расплав или твердый электролит.*

В электрическом поле положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, отрицательно заряженные (анионы) - к аноду. На катоде (электроду, подключенному к отрицательному полюсу источника тока) происходит

восстановление, на аноде – окисление ионов или молекул, входящих в состав электролита. Количество образовавшихся на электродах веществ и количество пропущенного электричества связаны законами Фарадея.

Обычно электролиз осуществляется в электролитических ячейках – электролизерах В результате электролиза электрическая энергия .превращается в химическую.