Учебная дисциплина ОУД.08 Физика

Дата 24.11.20.Группа 22 по профессии «Мастер с /х производства»

Тема урока .Закон электролиза.

**Электролизом** называются процессы окисления и восстановления веществ, происходящие на поверхности электродов под действием электрического тока. При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую, т.е. под действием электрического тока происходит превращение одних веществ в другие. Под действием электрического тока катионы движутся к отрицательному, а анионы к положительному электроду.

Электрод, на котором идет процесс присоединения электронов ионами, т.е. процесс восстановления, называется катодом, и он имеет заряд (-). Электрод, на котором идет процесс отдачи электронов веществом, т.е. процесс окисления, называется анодом, и он имеет заряд (+)., т.е. распределение знаков заряда электродов противоположно тому, которое имеется при работе гальванического элемента.

Протекание электрического тока через раствор и электроды приводит к тому, что потенциал, последних, изменяет свое значение по сравнению с равновесным, определяемый уравнением Нернста. Отклонение от равновесного потенциала обусловлено необходимостью затраты энергии на совершение окислительно-восстановительных реакций. Разность между потенциалом электрода без тока и под током получило название **поляризация.** Поляризация может быть связана с изменением концентрации разряжающихся частиц и с замедленностью присоединения или отдачи электронов.

На процесс электролиза и характер конечных продуктов большое влияние оказывают различные факторы в том числе: 1) природа растворителя, 2) материал электродов, 3) величина тока приходящего на единицу поверхности электрода, т.е. от плотности тока на электродах, 4) состав раствора и его концентрация.

При **электролизе расплавов**на катоде происходит выделения металла (Na+ + e → Na), а на аноде галогена (2Cl-→ Cl2+ 2e)/

При рассмотрении электролиза водных растворов необходимо учитывать наличие молекул воды и ионов OH- и H+, которые могут участвовать в реакциях на электродах.

**Реакции на катоде.**На катоде в первую очередь протекает реакция восстановления тех ионов или молекул, которые имеют наибольшую величину стандартного электродного потенциала. Для процесса катодного восстановления металлов из водного раствора все металлы можно разделить на три группы:

**1 группа.** Катионы металлов, имеющих больший стандартный электродный потенциал, чем у водорода. На катоде указанные ионы разряжаются в первую очередь, а разряд ионов H+ не проходит.

**2 группа.** Ионы металлов, потенциал которых отрицательнее стандартного потенциала водородного электрода, но больше стандартного потенциала марганца включительно. В данном случае на катоде одновременно будут восстанавливаться и катион металла и водород :

Mez+ + ze ® Me0

2Н+ + 2e ® H2или 2H2O + 2e. ®2OH- + H2.

**3 группа.**Ионы металлов, потенциал которых более отрицателен, чем стандартный потенциал марганцевого электрода. В водных растворах разряд этих ионов на катоде не происходит, так как на катоде восстанавливаются ионы водорода или молекулы воды:

2Н+ + 2e ® H2или 2H2O + 2e. ®2OH- + H2.

Металлы этой группы могут быть получены лишь электролизом их расплавленных солей.

Если же водный раствор содержит катионы различных металлов, то при электролизе выделение их на катоде протекает в порядке уменьшения величины электродного потенциала соответствующего металла. Так, из смеси катионов Ag+ , Cu2+, Fe2+ сначала будут восстанавливаться катионы серебра, затем катионы меди и последним - катионы железа.

**На аноде** протекают процессы окисления. При электролизе растворов используются нерастворимые (графитовые, платиновые, иридиевые) и растворимые аноды (из цинка, никеля, серебра, меди и др. металлов).

Материал анода является нерастворимым в водном растворе в том случае, когда его стандартный окислительно-восстановительный потенциал больше нормального потенциала следующих реакций

2H2O « 4H+ + O2 + 4e, 2OH- « 2H+ + O2. + 4е

или анод покрыт пленкой нерастворимой соли или оксида.

На нерастворимом аноде в процессе электролиза происходит окисление анионов или молекул воды. При этом анионы бескислородных кислот (S2-, I-, Br-, Cl-) при их достаточной концентрации легко окисляются до элементарного состояния, например: 2Cl- ® Cl2 + 2e

Если же раствор содержит анионы SO42-, NO3-, CO32-, PO43-, F-, то на аноде окисляются не эти анионы, а молекулы вода или ионы гидроксида с выделением кислорода по следующим реакциям:

2H2O ® 4H+ + O2 + 4e или 2OH- ® 2H+ + O2. + 4е

В случае растворимого анода число конкурирующих окислительных процессов возрастает до трех: электрохимическое окисление воды с выделением кислорода, разряд аниона и электрохимическое окисление металла анода (так называемое **анодное растворение металла**). Из этих возможных процессов будет идти тот, который энергетически наиболее выгоден. Если стандартный потенциал металла - анода имеет меньший потенциал, чем стандартный потенциал последних трех реакций, то будет наблюдаться анодное растворение металла, например: Cu0 ® Cu2+.+ 2e.

В случае применения растворимых анодов уменьшение концентрации катионов металла в растворе при их восстановлении на катоде восполняется за счет растворения анодов. Электролиз с растворимым анодом применяется для очистки металлов (**рафинирование**) от примесей.

**Законы электролиза.**С количественной стороны процесс электролиза был впервые изучен в 30-х годах XIX века Фарадеем, который установил на опыте два основных закона электролиза.

**Первый закон Фарадея.**Количество вещества, восстановленного на катоде или окисленного на аноде, прямо пропорционально количеству пропущенного электричества.

m = k Q = k I t ,

где, m - масса вещества, Q - количество пропущенного электричества (Кл, 1 Кл = 1 А с)), I - сила тока, t - время электролиза, k -постоянная, различная для разных веществ. Численно она равна массе данного вещества, выделяемого при пропускании заряда равного одному Кулону. В электрохимии данная постоянная носит название **электрохимического эквивалента,**которая пропорциональны молярной (М) или атомной (А) массе вещества и обратно пропорциональны количеству электронов принимающих участие в реакции на электроде (z).

**Второй закон Фарадея** касается величины электрохимического эквивалента.

Если пропустить одно и тоже количество электричества через две или больше гальванических ванн, то отношение масс веществ, выделившийся на электродах, к их химическим эквивалентам есть величина постоянная

m1/mэ1 = m2/mэ2= m3/mэ3= const

Из данного уравнения следует, что для выделения одной эквивалентой массы любого вещества необходимо пропустить всегда одно и то же количество электричества, а именно 96500 Кл (**постоянной Фарадея (F)**). Поскольку один моль одновалентного вещества содержит 6,02 1023молекул (атомов), то постоянная Фарадея определяется по уравнению F = NA e (где е - заряд электрона равный 1,6022 10-19 Кл). Электрохимический эквивалент вещества определяется по следующему уравнению

k = A/(z F) .

Таким образом второй закон Фарадея формулируется следующим образом: при прохождении равного количества электричества через различные электролиты количества различных веществ, испытывающих превращение у электродов, пропорциональны химическим эквивалентам этих веществ.

Объединив первый и второй закон Фарадея получим математическое уравнение

m = AQ/zF = AIt/zF.

Если на электроде протекает две и более реакции, последнее уравнение не соблюдаются. Для соблюдения приведенных уравнений в электрохимии введено понятие “**выхода по току**” (Вт), которое определяет долю общего тока расходуемого на осуществление данной реакции. Таким образом, математическое выражение, объединяющее первый и второй закон Фарадея, с учетом протекания на электроде нескольких реакций, запишется следующим образом m = ВтA.Q/z.F = Вт A.I.t/z.F.

**Электролиз применяется** при получении как неорганических (хлора, фтора, щелочи, натрия, алюминия), так и органических продуктов, при нанесении гальванических покрытий металлами и сплавами.

**Дом.задание**

1. Дать определение Электролиза.

2. Что такое поляризация.

3.Сформулировать первый и второй закон Фарадея

4. Область применения закона Фарадея