

Тема 5.

ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ

Часть 1.

ХИМИЧЕСКИЕ ИСТОЧНИКИ ЭЛЕКТРИЧЕСКОЙ ЭНЕРГИИ

- 5.1. Общие свойства и классификация металлов.
- 5.2. Возникновение разности потенциалов в системе «металл-раствор».
- 5.3. Стандартный электродный потенциал. Электрохимический ряд напряжений металлов.
- 5.4. Гальванические элементы – химические источники электрической энергии.
- 5.5. Химические гальванические элементы.
- 5.6. Концентрационные элементы.
- 5.7. Окислительно-восстановительные элементы (редоксо-цепи).
- 5.8. Сухие элементы.
- 5.9. Аккумуляторы.
- 5.10. Топливные элементы.

5.1. ОБЩИЕ СВОЙСТВА И КЛАССИФИКАЦИЯ МЕТАЛЛОВ

МЕТАЛЛЫ – это простые вещества, обладающие высокой электро- и теплопроводностью, ковкостью, пластичностью и металлическим блеском.

Металлами являются:

- Все s-элементы, кроме водорода (H) и гелия (He).
- p-элементы – алюминий (Al), галлий (Ga), индий (In), таллий (Tl).
- Все d-элементы.
- Все f-элементы.

Атомы металлов имеют большие размеры, чем атомы неметаллов, вследствие чего их внешние электроны слабее связаны с ядром. Поэтому металлы имеют низкие потенциалы ионизации и в химическом отношении являются восстановителями.

Резкой границы между металлами и неметаллами провести нельзя. Например, такие элементы как натрий, калий, железо, медь и т.д. являются типичными металлами, а сера, фосфор, галогены – типичными неметаллами, в то же время сурьма (Sb), олово (Sn), мышьяк (As) и др. обладают промежуточными свойствами (т.е. они проявляют металлические свойства, но в меньшей степени – к примеру, сурьма обладает металлическим блеском, но плохо проводит тепло и электричество).

КЛАССИФИКАЦИЯ МЕТАЛЛОВ

1. По техническим признакам металлы делятся на **черные** и **цветные**.
2. По плотности – на **легкие** и **тяжелые**.
3. По твердости – на **мягкие** и **твердые**.
4. По температуре плавления – на **легкоплавкие** и **тугоплавкие**.

ЧЕРНЫЕ МЕТАЛЛЫ имеют темно-серый цвет, большую плотность, высокую температуру плавления и высокую твердость. Типичными представителями являются железо и его сплавы – стали и чугуны.

ЦВЕТНЫЕ МЕТАЛЛЫ имеют характерную окраску – желтую, красноватую, белую. Обладают большой пластичностью, малой твердостью, относительно низкой температурой плавления. Типичные представители – золото, серебро, медь.

ЛЕГКИЕ МЕТАЛЛЫ имеют плотность не более 5 г/см^3 . К ним относятся литий, натрий, калий, магний, кальций, цезий, алюминий, бериллий. Самым легким металлом является литий. Его плотность равна $0,534 \text{ г/см}^3$.

ТЯЖЕЛЫЕ МЕТАЛЛЫ имеют плотность более 5 г/см^3 . К ним относятся цинк, медь, железо, кобальт, никель, олово, свинец, серебро, золото, ртуть и др. Самый тяжелый металл – осмий. Его плотность равна $22,5 \text{ г/см}^3$.

МЯГКИЕ МЕТАЛЛЫ – литий, натрий, калий, рубидий, цезий, индий (режутся ножом).

ТВЕРДЫЕ МЕТАЛЛЫ – железо, кобальт, никель, хром, вольфрам и др. Самый твердый металл – хром – режет стекло.

ЛЕГКОПЛАВКИЕ МЕТАЛЛЫ имеют температуру плавления менее $500 \text{ }^\circ\text{C}$. К ним относятся ртуть ($t_{\text{пл}} = -38 \text{ }^\circ\text{C}$), галлий ($t_{\text{пл}} = 29,78 \text{ }^\circ\text{C}$), цезий ($t_{\text{пл}} = 28,5 \text{ }^\circ\text{C}$) и т.д.

ТУГОПЛАВКИЕ МЕТАЛЛЫ имеют температуру плавления более $1539 \text{ }^\circ\text{C}$. К ним относятся хром ($t_{\text{пл}} = 1890 \text{ }^\circ\text{C}$), ванадий ($t_{\text{пл}} = 1900 \text{ }^\circ\text{C}$), молибден ($t_{\text{пл}} = 2620 \text{ }^\circ\text{C}$), тантал ($t_{\text{пл}} = 3015 \text{ }^\circ\text{C}$), вольфрам ($t_{\text{пл}} = 3420 \text{ }^\circ\text{C}$). Самый тугоплавкий металл – вольфрам.

5.2. ВОЗНИКНОВЕНИЕ РАЗНОСТИ ПОТЕНЦИАЛОВ В СИСТЕМЕ «МЕТАЛЛ-РАСТВОР»

При погружении металла в воду, ионы его поверхностного слоя отрываются от кристаллической решетки и переходят в раствор. В результате раствор заряжается положительно, а металл – отрицательно. По мере растворения металла положительный заряд раствора и отрицательный заряд металлической пластины все более увеличиваются. Одновременно с процессом растворения металла идет и обратный процесс – притяжение ионов металла из раствора на пластину. В определенный момент времени устанавливается равновесие между количеством ионов, перешедших с пластины в раствор, и количеством ионов, вернувшихся из раствора на пластину. При этом на границе раздела «металл-раствор» создается двойной электрический слой, то есть возникает разность потенциалов между металлом и раствором.

Момент установления равновесия зависит от активности металла. Для разных металлов, опущенных в воду, равновесие наступит не одновременно, а при совершенно определенной разности потенциалов в каждом случае. Кроме того, состояние равновесия зависит от концентрации ионов металла в растворе. Если металл погружен не в воду, а в раствор своей соли, то равновесие наступит при другой разности потенциалов. Это объясняется тем, что в растворе соли ионы металла будут присутствовать изначально, что затрудняет растворение металла. Неактивные металлы в растворе своей соли получают положительный заряд. Это происходит потому, что растворение неактивного металла идет медленно. Ионы металла из раствора переходят на пластинку с большей скоростью, чем с пластинки в раствор. В этом случае также возникает двойной электрический слой и, следовательно, определенная разность потенциалов.

Таким образом, *разность потенциалов, возникающая на границе раздела в системе «металл-раствор», называется электродным потенциалом металла*.

5.3. СТАНДАРТНЫЙ ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Потенциал каждого электрода (металлической пластинки) зависит от природы металла, концентрации его ионов в растворе и температуры. То есть это величина относительная (непосредственно измерить потенциал отдельного электрода нельзя). Поэтому для характеристики окислительно-восстановительных свойств металла принято использовать **стандартный электродный потенциал**.

СТАНДАРТНЫЙ ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ МЕТАЛЛА – это потенциал, измеренный в сравнении со стандартным электродом, при концентрации ионов металла в растворе его соли, равной 1 моль/л, температуре 25 °С и давлении 1 атм.

В качестве стандартного электрода сравнения используется **водородный электрод**, потенциал которого условно принимается равным нулю.

ВОДОРОДНЫЙ ЭЛЕКТРОД состоит из платиновой пластинки, покрытой слоем губчатой платины (платиновой черни) для увеличения поверхности электрода. Эта пластинка погружается в 1М раствор серной кислоты и омывается струей газообразного водорода под давлением 1 атм. Водород адсорбируется (т.е. оседает и закрепляется) на поверхности платины. При этом между молекулами водорода на поверхности пластины и его ионами в растворе устанавливается равновесие: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$.

Далее, для измерения стандартного электродного потенциала какого-либо металла, пластинку из этого металла помещают в 1М раствор его соли, соединяют с водородным электродом и измеряют ЭДС получившейся цепи.

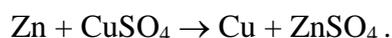
Если **металл более активен, чем водород** (т.е. окисляется легче водорода), то на водородном электроде пойдет процесс восстановления: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$. **Стандартный электродный потенциал металла** в этом случае будет меньше стандартного электродного потенциала водорода, т.е. будет **отрицательным**.

Если **металл менее активен, чем водород** (т.е. окисляется труднее водорода), то на водородном электроде пойдет процесс окисления: $\text{H}_2 - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+$. **Стандартный электродный потенциал металла** в этом случае будет больше потенциала водородного электрода, т.е. будет **положительным**.

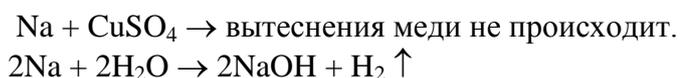
Если расположить все металлы в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, то получится **ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ**.

ЗАВИСИМОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ МЕТАЛЛА ОТ ВЕЛИЧИНЫ ЕГО СТАНДАРТНОГО ЭЛЕКТРОДНОГО ПОТЕНЦИАЛА

- Чем меньше значение стандартного электродного потенциала металла, тем металл активнее.
- Более активные металлы вытесняют менее активные из растворов их солей:

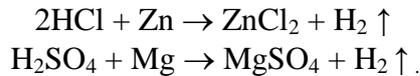


Исключение – щелочные металлы. Они не вытесняют другие металлы, т.к. сразу реагируют с водой:





- Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из разбавленных соляной и серной кислот:



5.4. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ – ХИМИЧЕСКИЕ ИСТОЧНИКИ ЭЛЕКТРИЧЕСКОЙ ЭНЕРГИИ

Одним из способов получения электроэнергии является использование энергии, выделяющейся в результате химических реакций. Для преобразования этой энергии в электрическую служат специальные устройства – гальванические элементы, иначе называемые химическими источниками тока.

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ – это устройство, в котором энергия химической реакции превращается в электрическую энергию.

Гальванические элементы подразделяются на следующие виды:

- **первичные и вторичные** (первичные – одноразового действия, вторичные – многократного применения);
- **жидкостные и сухие** (в зависимости от агрегатного состояния электролита);
- **химические, концентрационные, окислительно-восстановительные, аккумуляторы и топливные элементы** (по принципу действия).

5.5. ХИМИЧЕСКИЕ ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

ХИМИЧЕСКИМ называется гальванический элемент, состоящий из 2-х металлических электродов, погруженных в растворы электролитов, которые сообщаются друг с другом через электролитический мост.

Электрод, на котором идет процесс **восстановления** называется **катодом**. Электрод, на котором идет процесс **окисления** – **анодом**. Катод в химическом гальваническом элементе заряжен положительно, а анод – отрицательно.

МЕДНО-ЦИНКОВЫЙ ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ (ЭЛЕМЕНТ ДАНИЭЛЯ-ЯКОБИ)

Состоит из медной пластины, погруженной в раствор сульфата меди, и цинковой пластины, погруженной в раствор сульфата цинка. Растворы электролитов соединены электролитическим мостом (полупроницаемой мембраной или изогнутой стеклянной трубкой, заполненной раствором хлорида калия). Металлические пластины (электроды) соединены проводником.

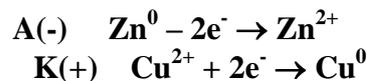
В процессе работы гальванического элемента электроны поступают во внешнюю цепь (на проводник), а ионы электролита движутся по внутренней цепи (через электролитический мост).

Электрохимическая схема медно-цинкового элемента



Стандартный электродный потенциал цинка меньше, чем у меди ($E_{\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$; $E_{\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}$). Т.е. цинк является более активным металлом, поэтому в данном случае становится анодом. На аноде происходит окисление атомов цинка. При этом ионы цинка переходят в раствор, а электроны поступают во внешнюю цепь и переносятся на катод. Медь, как менее активный металл, становится катодом. Ионы меди, находящиеся в растворе, получают электроны, поступившие с анода на катод, восстанавливаются до атомов меди и осаждаются на медной пластине.

Процессы, протекающие на электродах:



В целом, при работе данного гальванического элемента протекает химическая реакция - $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$.

Максимальное значение напряжения гальванического элемента, соответствующее обратимому протеканию реакции, называется **ЭЛЕКТРОДВИЖУЩЕЙ СИЛОЙ (ЭДС)** данного элемента.

ЭДС гальванического элемента равна разности потенциалов катода и анода:

$$\mathcal{E} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$$

\mathcal{E} – ЭДС гальванического элемента (В)

$E_{\text{к}}$ – потенциал катода (В)

$E_{\text{а}}$ – потенциал анода (В)

Потенциал отдельного электрода зависит от концентрации катионов металла в растворе и рассчитывается по **уравнению Нернста**:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{м}}$$

E – потенциал электрода (катода или анода);

E^0 – стандартный электродный потенциал металла, из которого сделан электрод;

$0,059$ – константа (RT/F);

n – число электронов, участвующих в электродном процессе;

$C_{\text{м}}$ – молярная концентрация ионов металла в растворе.

ЭДС гальванического элемента характеризует максимальную полезную работу электрического тока данной цепи. Чем больше ЭДС, тем больше полезная работа гальванического элемента.

$$A_{\text{max}} = F * \mathcal{E}$$

A_{max} – полезная работа;

F – постоянная Фарадея
($\approx 96500 \text{ Кл/моль}$);

\mathcal{E} – ЭДС гальванического элемента.

ЭДС любого работающего гальванического элемента – величина положительная.

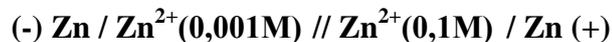
При одинаковой концентрации растворов электролитов наибольшую ЭДС будет иметь тот гальванический элемент, который составлен из металлов, наиболее удаленных друг от друга в электрохимическом ряду напряжений.

5.6. КОНЦЕНТРАЦИОННЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

КОНЦЕНТРАЦИОННЫМ называется гальванический элемент, составленный из 2-х одинаковых электродов и раствора одного и того же электролита с разной концентрацией в каждом полуэлементе (полуэлемент – это электрод+раствор электролита).

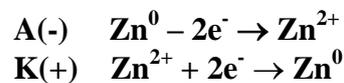
За счет разности концентраций ионов металла у катода и анода возникает ЭДС.

Электрохимическая схема цинкового концентрационного элемента



В концентрационной цепи анодом всегда становится электрод, опущенный в менее концентрированный электролит. Это объясняется тем, что анод в электрохимической цепи окисляется, то есть идет процесс растворения, который в более концентрированном растворе будет затруднен из-за большого количества ионов металла, присутствующих в растворе изначально.

Процессы, протекающие на электродах:



За счет окисления цинка и, как следствие, растворения анода, концентрация ионов цинка в прианодном пространстве повышается. Одновременно на катоде идет процесс восстановления цинка. Ионы цинка из раствора электролита получают электроны с катода и оседают на нем, превращаясь в нейтральные атомы. Концентрация электролита в прикатодном пространстве понижается.

Концентрационный элемент будет работать до тех пор, пока концентрации электролитов у катода и анода не достигнут равенства.

5.7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ (РЕДОКСО-ЦЕПИ)

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫМИ называются гальванические элементы, состоящие из двух инертных электродов и растворов двух разных электролитов, между которыми осуществляется окислительно-восстановительный процесс.

Электроды в редоксо-цепи не вступают в химическую реакцию, а являются лишь переносчиками электронов.

Рассмотрим окислительно-восстановительный элемент, состоящий из платиновых электродов и электролитов – иодида калия и хлорида железа (III).

Электрохимическая схема окислительно-восстановительного элемента



Каждый полуэлемент в редоксо-цепи представляет собой окислительно-восстановительную систему (пару), которая состоит из окисленной и восстановленной форм реагирующих веществ.

1-й полуэлемент: $I_2 / 2I^-$

I_2 – окисленная форма

$2I^-$ - восстановленная форма.

2-й полуэлемент: Fe^{3+} / Fe^{2+}

Fe^{3+} - окисленная форма

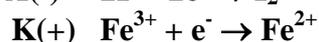
Fe^{2+} - восстановленная форма

В редоксо-цепях анодом будет электрод, опущенный в электролит с меньшим стандартным потенциалом окислительно-восстановительной пары:

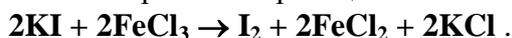
$$E^0 (I_2 / 2I^-) = 0,54B - \text{анод}$$

$$E^0 (Fe^{3+} / Fe^{2+}) = 0,77B - \text{катод.}$$

Процессы, протекающие на электродах:



При работе данного гальванического элемента между растворами электролитов протекает реакция:



Потенциал, возникающий в результате окислительно-восстановительного процесса, происходящего в каждом полуэлементе, называется окислительно-восстановительным или **редокс-потенциалом**.

Величина редокс-потенциала отдельного электрода вычисляется по уравнению Нернста для редоксо-цепи:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

E^0 – стандартный электродный потенциал окислительно-восстановительной пары.

$[Ox]$ – молярная концентрация окисленной формы.

$[Red]$ - молярная концентрация восстановленной формы.

НАПРАВЛЕНИЕ САМОПРОИЗВОЛЬНОГО ПРОТЕКАНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ В ГАЛЬВАНИЧЕСКОМ ЭЛЕМЕНТЕ

Окислительно-восстановительная реакция в гальваническом элементе самопроизвольно протекает только в том направлении, в котором электрохимическая система с более высоким значением стандартного электродного потенциала восстанавливается.

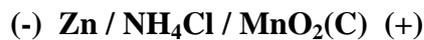
5.8. СУХИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

На практике (в технике и быту) широко используются гальванические элементы с сухим электролитом. Они удобны в обращении, компактны, безопасны. Самый распространенный пример сухого элемента – обычная батарейка или марганцево-цинковый сухой элемент.

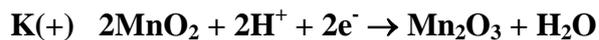
МАРГАНЦЕВО-ЦИНКОВЫЙ СУХОЙ ЭЛЕМЕНТ

Анодом служит цинковый корпус элемента, катодом – угольный стержень, впрессованный в массу диоксида марганца (MnO_2). Промежуток между электродами заполнен сухим электролитом – пастой из хлорида аммония (NH_4Cl).

Электрохимическая схема марганцево-цинкового элемента:



Процессы, протекающие на электродах:



Окислительно-восстановительная реакция, происходящая в процессе работы данного элемента имеет вид:



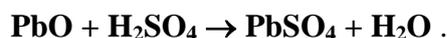
ЭДС сухого элемента обычно составляет 1-1,5 В. Поэтому для технических целей создают батареи элементов, соединяя их последовательно и увеличивая, таким образом, ЭДС (общая ЭДС батареи будет равна сумме ЭДС всех составляющих ее элементов).

5.9. АККУМУЛЯТОРЫ

Все рассмотренные ранее гальванические элементы были элементами необратимого (одноразового) действия – так называемые **первичные элементы**. Кроме них существуют элементы обратимого действия, которые можно использовать многократно – **вторичные элементы**, или **аккумуляторы**. В зависимости от типа электролита аккумуляторы бывают **кислотными** и **щелочными**.

КИСЛОТНЫЙ СВИНЦОВЫЙ АККУМУЛЯТОР

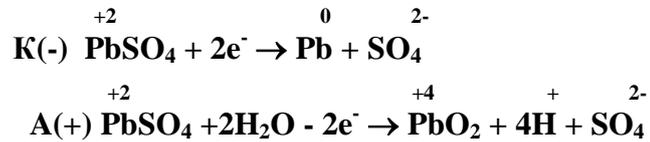
Свинцовый аккумулятор состоит из перфорированных свинцовых пластин. Отверстия в пластинах заполнены пастой, содержащей оксид свинца PbO . Пластины опущены в раствор H_2SO_4 (25-30%). В результате взаимодействия оксида свинца с серной кислотой на поверхности пластин образуется тонкий слой сульфата свинца:



Зарядка аккумулятора

Для того, чтобы зарядить аккумулятор, одну из пластин соединяют с анодом генератора постоянного тока – получается анод аккумулятора; другую пластину (будущий катод) соединяют с катодом генератора. Таким образом, изначально анод аккумулятора будет заряжен положительно, а катод отрицательно (не так, как в первичных элементах).

После пропускания тока катод заполняется губчатым свинцом, а анод – пористым слоем диоксида свинца:



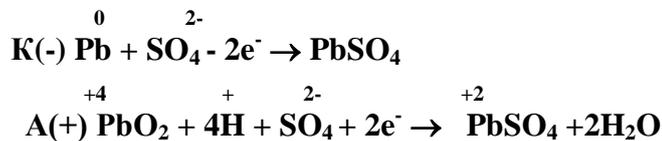
Общее уравнение зарядки



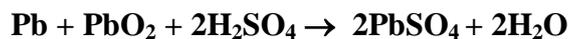
Внешним признаком того, что аккумулятор зарядился, и его можно отключать от источника тока, является электролиз воды. При этом жидкость в аккумуляторе начинает «закипать» – у катода выделяется H_2 , а у анода – O_2 .

Разрядка аккумулятора

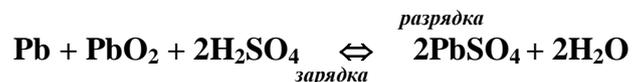
При разрядке аккумулятора идут обратные процессы: на катоде окисляется свинец, а на аноде восстанавливается диоксид свинца. При этом катод постепенно заряжается положительно (то есть превращается в анод), а анод приобретает отрицательный заряд (превращаясь, таким образом, в катод).



Общее уравнение разрядки



Уравнение работы свинцового аккумулятора



При зарядке аккумулятора концентрация серной кислоты повышается, а при разрядке понижается, то есть по плотности электролита можно судить о степени заряженности аккумулятора.

ЭДС пары пластин свинцового аккумулятора $\approx 2\text{В}$, поэтому внутри корпуса аккумулятора находится несколько пар пластин, соединенных последовательно.

Недостатками кислотного свинцового аккумулятора являются большая масса, малая удельная емкость и выделение водорода при зарядке.

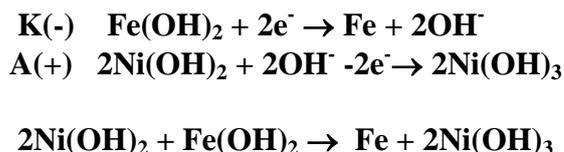
ЩЕЛОЧНОЙ ЖЕЛЕЗО-НИКЕЛЕВЫЙ АККУМУЛЯТОР

Один электрод аккумулятора сделан из спрессованного железного порошка, другой – из Ni(OH)_3 с электропроводящей добавкой графита. Электролит – KOH (23%-ный).

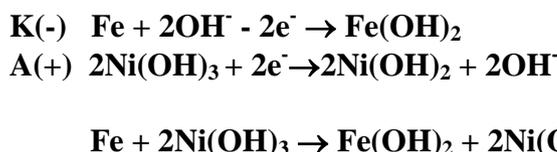
На поверхности раздела фаз Fe / KOH образуется Fe(OH)_2 , на поверхности раздела Ni(OH)_3 / KOH – Ni(OH)_2 .

При зарядке аккумулятора на катоде идет восстановление железа из Fe(OH)_2 до Fe, а на аноде – окисление никеля из Ni(OH)_2 до Ni(OH)_3 . При разрядке – обратные процессы.

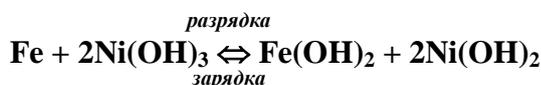
Зарядка аккумулятора



Разрядка аккумулятора



Общее уравнение работы аккумулятора



ЭДС пары пластин железо-никелевого аккумулятора $\approx 1,35$ В.

Щелочные аккумуляторы обладают более низким КПД по сравнению с кислотными (отдают в форме тока около 50% энергии, поглощенной при зарядке). Но они более безопасны в обращении и имеют меньшую массу, что расширяет область их применения.

5.10. ТОПЛИВНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

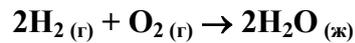
Топливные элементы относятся к особой группе химических источников тока. В них используются необратимые химические реакции (как в первичных элементах) и, в то же время, они являются элементами многоразового использования (как вторичные элементы). В основе работы топливного элемента лежит реакция окисления топлива кислородом воздуха или чистым кислородом. Электрическая энергия образуется за счет энергии сгорания топлива. В качестве топлива применяется водород, уголь, природный газ, нефтепродукты. Наиболее экологически чистым является водородное топливо, так как продуктом его сгорания будет обычная вода.

ВОДОРОДНО-КИСЛОРОДНЫЙ ТОПЛИВНЫЙ ЭЛЕМЕНТ

Электродами служат мелкопористые угольные или никелевые стержни, полые внутри. Они погружены в раствор KOH (30-40%). На анод подается топливо - водород. На катод - кислород или воздух.

Электрохимическая схема водородно-кислородного элемента

И топливо, и кислород подаются внутрь электродов, сквозь пористые стенки которых газы соприкасаются с электролитом. При замыкании внешней цепи на электродах идут процессы окисления водорода и восстановления кислорода. Продукт реакции – вода – непрерывно отводится из системы.

Процессы, протекающие на электродах

В топливном элементе энергия сгорания топлива не выделяется в виде теплоты (что произошло бы в обычных условиях), а непосредственно превращается в электрическую энергию.

ЭДС пары электродов водородно-кислородного элемента $\approx 1,3$ В. Для повышения ЭДС применяются батареи элементов (топливные батареи).

Топливные элементы имеют существенные преимущества перед остальными гальваническими элементами благодаря высокому КПД (около 100%), экологической чистоте (водородный элемент), бесшумной работе, длительному сроку эксплуатации.