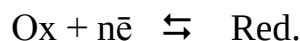


Электрохимические процессы. Гальванический элемент

Мерой окислительно – восстановительной способности веществ служат их электродные или окислительно – восстановительные потенциалы $\varphi_{\text{Ox/Red}}$ (редокс-потенциалы). Окислительно – восстановительный потенциал характеризует окислительно – восстановительную систему, состоящую из окисленной формы вещества (Ox), восстановленной формы (Red) и электронов. Принято записывать окислительно-восстановительные системы в виде обратимых реакций восстановления:



Механизм возникновения электродного потенциала. Механизм возникновения электродного или окислительно-восстановительного потенциала поясним на примере металла, погруженного в раствор, содержащий его ионы. Все металлы имеют кристаллическое строение. Кристаллическая решетка металла состоит из положительно заряженных ионов Me^{n+} и свободных валентных электронов (электронный газ). В отсутствие водного раствора выход катионов металла из решетки металла невозможен, т.к. этот

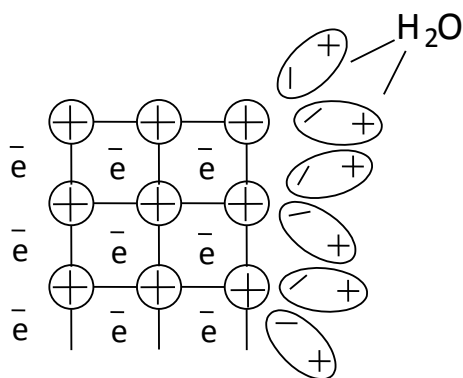
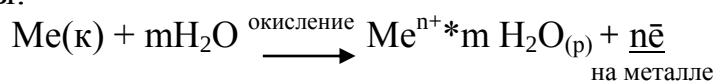


Рис. 1. Схема взаимодействия молекул воды с поверхностью металла

процесс требует больших энергетических затрат. При погружении металла в водный раствор соли, содержащей в своем составе катионы металла, полярные молекулы воды, соответственно ориентируясь у поверхности металла (электрода), взаимодействуют с поверхностными катионами металла (рис. 1).

В результате взаимодействия происходит окисление металла и его гидратированные ионы переходят в раствор, оставляя в металле электроны:



Металл становится заряженным отрицательно, а раствор – положительно.

Положительно заряженные ионы из раствора притягиваются к отрицательно заряженной поверхности металла (Me). На границе металл – раствор возникает двойной электрический слой (рис. 2).

Разность потенциалов, возникающая между металлом и раствором, называется *электродным потенциалом* или *окислительно - восстановительным потенциалом электрода* $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$ ($\varphi_{\text{Ox/Red}}$ в общем случае). Металл, погруженный в раствор собственной соли, является металлическим электродом. Условное обозначение металлического электрода Me/Me^{n+} отражает участников электродного процесса.

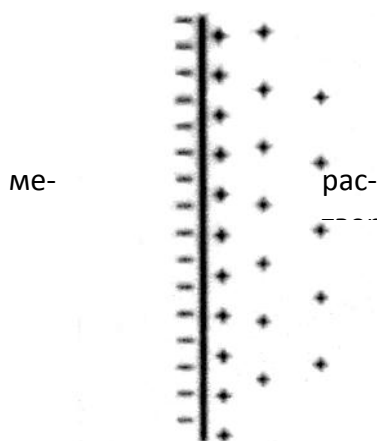
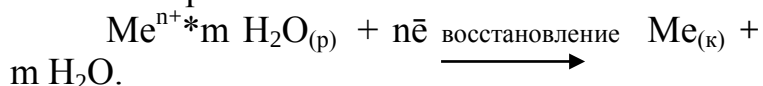


Рис. 2. Двойной электрический слой на границе раздела металл – раствор

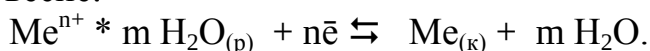
По мере перехода ионов в раствор растет отрицательный заряд поверхности металла и положительный заряд раствора, что препятствует окислению (ионизации) металла.

Параллельно с процессом окисления протекает обратная реакция - восстановление ионов металла из раствора до атомов (осаждение металла) с потерей гидратной оболочки на поверхности металла:

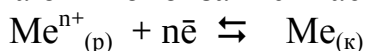


С увеличением разности потенциалов между электродом и раствором скорость прямой реакции падает, а обратной реакции

растет. При некотором значении электродного потенциала скорость процесса окисления будет равна скорости процесса восстановления, устанавливается равновесие:



Для упрощения гидратационную воду обычно в уравнение реакции не включают и оно записывается в виде



или в общем виде для любых других окислительно-восстановительных систем:



Потенциал, устанавливающийся в условиях равновесия электродной реакции, называется **равновесным электродным потенциалом**.

Если металл является слабым восстановителем, то его катионы в растворе являются сильными окислителями. Некоторая часть этих катионов подходит к поверхности металлической пластинки и присоединяет имеющиеся на ней свободные электроны (восстанавливается). В результате пластинка металла заряжается положительно и притягивает к себе отрицательно заряженные анионы раствора, значит, приповерхностный слой раствора заряжается отрицательно

Итак, активные металлы в растворах своих солей заряжаются отрицательно, малоактивные – положительно, а разность потенциалов на границе металл–раствор называется электродным потенциалом ϕ . В рассмотренном случае процесс ионизации в растворе термодинамически возможен, и поверхность металла заряжается отрицательно

Устройство водородного электрода. Абсолютные значения электродных потенциалов измерить нельзя, поэтому для характеристики электродных процессов пользуются их относительными значениями. Для этого находят разность потенциалов измеряемого электрода и электрода сравнения, потенциал которого условно принимают равным нулю. В качестве электрода сравнения часто применяется стандартный водородный электрод,

относящийся к газовым электродам. В общем случае газовые электроды состоят из металлического проводника, контактирующего одновременно с газом и раствором, содержащим окисленную или восстановленную форму элемента, входящего в состав газа. Металлический проводник служит для подвода и отвода электронов и, кроме того, является катализатором электродной реакции. Металлический проводник не должен посылать в раствор собственные ионы. Удовлетворяют этим условиям платина и платиновые металлы.

Водородный электрод (рис.3) представляет собой платиновую пластинку, покрытую тонким слоем рыхлой пористой пластины (для увеличения поверхности электрода) и опущенную в водный раствор серной кислоты с активностью (концентрацией) ионов H^+ , равной единице.

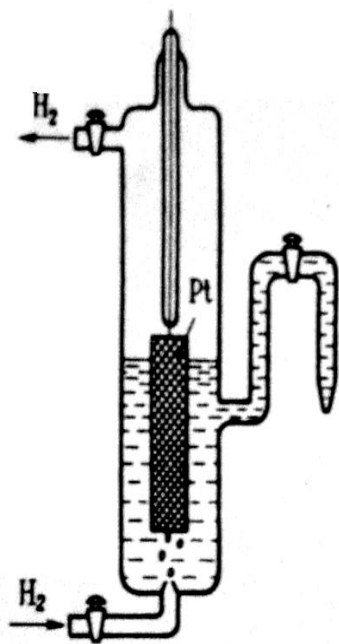


Рис.3 Схема водородного электрода

Через раствор серной кислоты пропускают водород под атмосферным давлением. Платина (Pt) – инертный металл, который практически не взаимодействует с растворителем, растворами (не посылает свои ионы в раствор), но он способен адсорбировать молекулы, атомы, ионы других веществ. При контакте платины с молекулярным водородом происходит адсорбция водорода на платине. Адсорбированный водород, взаимодействуя с молекулами воды, переходит в раствор в виде ионов, оставляя в платине электроны. При этом платина заряжается отрицательно, а раствор – положительно. Возникает разность потенциалов между платиной и раствором. Наряду с переходом ионов в раствор идет обратный процесс – восстановление ионов H^+ из раствора с образованием молекул водорода. Равновесие на водородном электроде можно представить уравнением

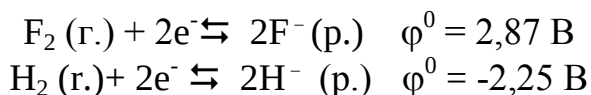


Условное обозначение водородного электрода $H_2, Pt | H^+$. Потенциал водородного электрода в стандартных условиях ($T = 298\text{ K}$, $P_{H_2} = 101,3\text{ кПа}$, $[H^+] = 1\text{ моль/л}$, т.е. $pH=0$) принят условно равным нулю: $\phi_{2H^+/H_2}^0 = 0\text{ В}$.

Стандартные электродные потенциалы. Электродные потенциалы, измеренные по отношению к стандартному водородному электроду при стандартных условиях ($T=298\text{ K}$; для растворённых веществ концентрация (активность) $C_{\text{Red}} = C_{\text{Ox}} = 1\text{ моль/л}$ или для металлов $C_{\text{Me}^{n+}} = 1\text{ моль/л}$, а для газообразных веществ $P=101,3\text{ кПа}$), называют стандартными электродными потенциалами и обозначают $\phi_{\text{Ox/Red}}^0$. Это справочные величины.

Окислительная способность веществ тем выше, чем больше алгебраическая величина их стандартного электродного (окислительно-восстановительного) потенциала. Напротив, чем меньше величина стандартного электродного потенциала реагирующего вещества, тем сильнее

выражены его восстановительные свойства. Например, сравнение стандартных потенциалов систем



показывает, что у молекул F_2 сильно выражена окислительная тенденция, а у ионов H^- – восстановительная.

Ряд напряжений металлов. Располагая металлы в порядке возрастания алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов φ^0 , получают электрохимический ряд напряжений металлов или, точнее, ряд стандартных электродных потенциалов металлов.

Электрохимический ряд напряжений – ряд металлов, последовательно расположенных в порядке возрастания алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов φ^0 .

Ряд стандартных электродных потенциалов характеризует химические свойства (восстановительные – атомов и окислительные – ионов) металлов. Он используется: 1) для описания общих свойств металлов; 2) для определения последовательности разряда ионов при электролизе.

Из электрохимического ряда напряжений металлов вытекает несколько следствий:

1. Чем меньше значение φ^0 , тем металл легче окисляется (отдает электроны) и тем труднее он восстанавливается (присоединяет электроны) из растворов своих солей.
2. Металлы, имеющие меньшее значение потенциала, чем водород, способны вытеснить (восстанавливать) его из разбавленных растворов кислот.
3. Каждый металл способен вытеснить из растворов солей те металлы, которые в ряду напряжений металлов стоят правее.
4. Самопроизвольно могут протекать те реакции, в которых восстановитель имеет меньшее значение потенциала, чем окислитель.

Положение металла в «Ряду стандартных электродных потенциалов» характеризует восстановительную способность атомов металла, а также окислительные свойства ионов металла в водных растворах при стандартных условиях. Чем меньше значение алгебраической величины стандартного электродного потенциала, тем большими восстановительными свойствами обладает данный металл в виде простого вещества, и тем слабее проявляют окислительные свойства его ионы и наоборот.

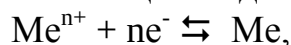
Например, литий (Li), имеющий самый низкий стандартный потенциал, относится к наиболее сильным восстановителям, а золото (Au), имеющее самое высокое значение стандартного потенциала, является очень слабым восстановителем и окисляется лишь при взаимодействии с очень сильными окислителями. Из данных «Ряда напряжений» видно, что ионы лития (Li^+), калия (K^+), кальция (Ca^{2+}) и т.д. – самые слабые окислители, а к наиболее сильным окислителям принадлежат ионы ртути (Hg^{2+}), серебра (Ag^+), палладия (Pd^{2+}), платины (Pt^{2+}), золота (Au^{3+} , Au^+).

Уравнение Нернста. Электродные потенциалы не являются неизменными. Они зависят от соотношения концентраций (активностей) окисленной и восстановленной форм вещества, от температуры, природы растворенного вещества и растворителя, pH среды и др. Эта зависимость описывается уравнением Нернста:

$$\varphi_{OX/Red} = \varphi_{OX/Red}^0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{a_{ox}^x}{a_{Red}^y},$$

где $\varphi_{OX/Red}^0$ – стандартный электродный потенциал процесса; R – универсальная газовая постоянная; T – абсолютная температура; n – число электронов, участвующих в электродном процессе; a_{ox} , a_{Red} – активности (концентрации) окисленной и восстановленной форм вещества в электродной реакции; x и y – стехиометрические коэффициенты в уравнении электродной реакции; F – постоянная Фарадея.

Для случая, когда электроды металлические и устанавливающиеся на них равновесия описываются в общем виде



уравнение Нернста можно упростить, приняв во внимание, что для твердых веществ активность постоянна и равна единице. Для 298 К, после подстановки $a_{Me}=1$ моль/л, $x=y=1$ и значений постоянных величин $R=8,314$ Дж/ К*моль; $F=96485$ Кл / моль, заменяя активность a_{Me}^{n+} на молярную концентрацию ионов металла в растворе C_{Me}^{n+} и введя множитель 2,303 (переход к десятичным логарифмам), получим уравнение Нернста в виде

$$\varphi_{Me^{n+}/Me} = \varphi_{Me^{n+}/Me}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me}^{n+}.$$

Направление протекания окислительно-восстановительных реакций

Критерием самопроизвольного протекания химических процессов является изменение свободной энергии Гиббса ($\Delta G < 0$). Изменение энергии Гиббса ОВР связано с разностью окислительно-восстановительных (электродных) потенциалов участников окислительно-восстановительного процесса E:

$$\Delta G = -nFE,$$

где F – постоянная Фарадея; n – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе; E – разность окислительно-восстановительных потенциалов или электродвижущая сила ОВР (ЭДС гальванического элемента, образованного двумя окислительно-восстановительными системами):

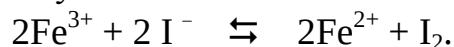
$$E = \varphi_0 - \varphi_B,$$

где φ_0 – потенциал окислителя, φ_B – потенциал восстановителя.

Учитывая вышеизложенное: ОВР протекает в прямом направлении, если ее ЭДС положительна, т.е. $E > 0$; в противном случае ($E < 0$) ОВР бу-

дет протекать в обратном направлении. ЭДС, вычисленная для стандартных условий, называется стандартной и обозначается E^0 .

Пример 1: Определите, возможно ли протекание реакции в прямом направлении при стандартных условиях:

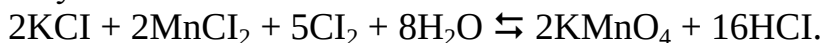


При протекании реакции в прямом направлении окислителем будут являться ионы Fe^{3+} , восстановителем – иодид-ионы (I^-). Рассчитаем стандартную ЭДС:

$$E^0 = \varphi^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} - \varphi^0_{\text{I}_2/2\text{I}^-} = 0,771 - 0,536 = 0,235\text{В} > 0.$$

Ответ: протекание данной реакции возможно только в прямом направлении.

Пример 2. Определите направление протекания реакции при стандартных условиях:



Предположим, что реакция протекает в прямом направлении, тогда

$$E^0 = \varphi^0_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} - \varphi^0_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,36 - 1,51 = -0,15\text{В} < 0.$$

Протекание реакции в прямом направлении невозможно. Она будет протекать справа налево, в этом случае

$$E^0 = \varphi^0_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} - \varphi^0_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,51 - 1,36 = 0,15\text{В} > 0.$$

Ответ: данная реакция протекает справа налево.

Таким образом, реакция будет протекать в направлении, в котором ЭДС положительна. Всегда системы с более высоким окислительно-восстановительным потенциалом будут окислять системы с более низким его значением.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Процессы взаимного превращения химической и электрической форм энергии называют электрохимическими процессами. Электрохимические процессы можно разделить на две основные группы:

1) процессы превращения химической энергии в электрическую (в гальванических элементах);

2) процессы превращения электрической энергии в химическую (электролиз).

Электрохимическая система состоит из двух электродов и ионного проводника между ними (расплав, раствор электролита или твёрдые электролиты – проводники 2-го рода). Электродами называют проводники первого рода, имеющие электронную проводимость и находящиеся в контакте с ионным проводником. Для обеспечения работы электрохимической системы электроды соединяют друг с другом металлическим проводником, называемым внешней цепью электрохимической системы.

Гальванические элементы (химические источники электрического тока)

Гальванический элемент (ГЭ) – это устройство, в котором химическая энергия окислительно-восстановительной реакции превращается в энергию электрического тока. Теоретически для получения электрической энергии можно применить любую ОВР.

Рассмотрим один из наиболее простых ГЭ – медно–цинковый, или элемент Даниэля–Якоби (рис. 4). В нём проводником соединяются пластинки из цинка и меди, при этом каждый из металлов опущен в раствор соответствующей соли: сульфата цинка и сульфата меди (II).

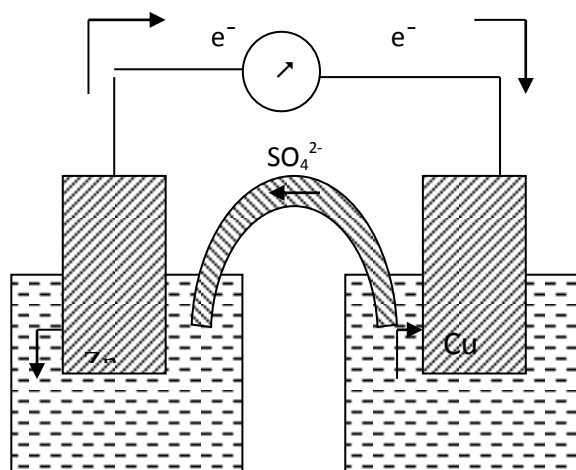


Рис. 4. Схема гальванического элемента Даниэля-Якоби

Полуэлементы соединены электролитическим ключом, если находятся в разных сосудах или разделены пористой перегородкой, если находятся в одном сосуде.

Рассмотрим сначала состояние этого элемента при разомкнутой внешней цепи –

режим «холостого хода». На электродах в результате процесса обмена устанавливаются следующие равновесия, которым в стандартных условиях соответствуют стандартные электродные потенциалы:



Потенциал цинкового электрода имеет более отрицательное значение, чем потенциал медного электрода, поэтому при замыкании внешней цепи, т.е. при соединении цинка с медью металлическим проводником, электроны будут переходить от цинка к меди. В результате перехода электронов от цинка к меди равновесие на цинковом электроде сместится влево, поэтому в раствор перейдёт дополнительное количество ионов цинка (растворение цинка на цинковом электроде). В то же время равновесие на медном электроде сместится вправо и произойдёт разряд ионов меди (выделение меди на медном электроде). Данные самопроизвольные процессы будут продолжаться до тех пор, пока не выровняются потенциалы электродов или не растворится весь цинк (или вся медь не осадится на медном электроде).

Итак, при работе элемента Даниэля–Якоби (при замыкании внутренней и внешней цепей ГЭ) протекают следующие процессы:

1) движение электронов во внешней цепи от цинкового электрода к медному, т.к. $\varphi^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} < \varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$;

2) реакция окисления цинка: $\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$.

Процессы окисления в электрохимии получили название анодных процессов, а электроды, на которых идут процессы окисления, называют анодами; следовательно, цинковый электрод – анод;

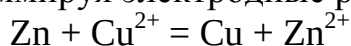
3) реакция восстановления ионов меди: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$.

Процессы восстановления в электрохимии получили название катодных процессов, а электроды, на которых идут процессы восстановления, называют катодами; следовательно, медный электрод – катод;

4) движение ионов в растворе: анионов (SO_4^{2-}) к аноду, катионов ($\text{Cu}^{2+}, \text{Zn}^{2+}$) к катоду, замыкает электрическую цепь гальванического элемента.

Направление этого движения обусловлено электрическим полем, возникающим в результате протекания электродных процессов: у анода расходятся анионы, а у катода – катионы;

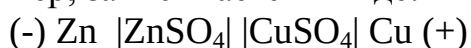
5) суммируя электродные реакции, получаем:



или в молекулярном виде: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$.

Вследствие этой химической реакции в гальваническом элементе возникает движение электронов во внешней цепи ионов внутри элемента, т.е. электрический ток, поэтому суммарная химическая реакция, протекающая в гальваническом элементе, называется токообразующей.

При схематической записи, заменяющей рисунок гальванического элемента, границу раздела между проводником 1-го рода и проводником 2-го рода обозначают одной вертикальной чертой, а границу раздела между проводниками 2-го рода – двумя чертами. Анод – источник электронов, поступающих во внешнюю цепь – принято считать отрицательным, катод – положительным. Анод помещается в схеме слева. Схема ГЭ Даниэля – Якоби, например, записывается в виде:



или в ионно-молекулярном виде:



Причиной возникновения и протекания электрического тока в гальваническом элементе является разность окислительно-восстановительных потенциалов (электродных потенциалов) частных реакций, определяющих электродвижущую силу E_0 гальванического элемента, и в рассматриваемом случае:

$$E_0 = \varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - \varphi^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}.$$

В общем случае: $E_0 = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}$,

где $\varphi_{\text{к}}$ – потенциал катода, $\varphi_{\text{а}}$ – потенциал анода.

E_0 всегда больше нуля ($E_0 > 0$). Если реакция осуществляется в стандартных условиях, то наблюдаемая при этом ЭДС называется стандартной электродвижущей силой E_0^0 данного элемента. Для элемента Даниэля – Якоби стандартная ЭДС $E_0^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,1(\text{В})$.

Пример.

Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции для гальванического элемента, образованного висмутом и железом, опущенных в растворы собственных солей с концентрацией ионов металлов в растворе $C_{\text{Bi}^{3+}} = 0,1$ моль/л, $C_{\text{Fe}^{2+}} = 0,01$ моль/л. Рассчитайте ЭДС этого элемента при 298К.

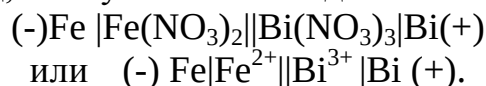
Решение.

Концентрации ионов металлов в растворе отличны от концентрации 1 моль/л, поэтому нужно рассчитать потенциалы металлов по уравнению Нернста, сравнить их и определить анод и катод.

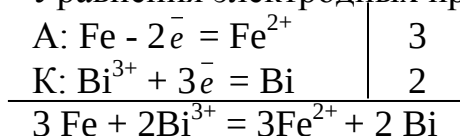
$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}};$$

$$\varphi_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}} = 0,21 + \frac{0,059}{3} \lg 10^{-1} = 0,19\text{В}; \quad \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,499\text{В}.$$

Железный электрод – анод, висмутовый – катод. Схема ГЭ:



Уравнения электродных процессов и токообразующей реакции:



$$\text{ЭДС данного элемента } E_0 = 0,19 - (-0,499) = 0,689 \text{ В}.$$

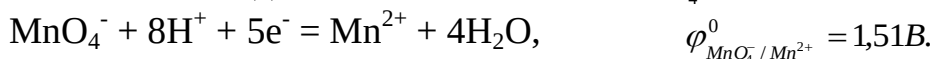
В ряде случаев металл электрода не претерпевает изменений в ходе электродного процесса, а участвует лишь в передаче электронов от восстановленной формы вещества к его окисленной форме. Так, в гальваническом элементе



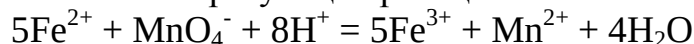
роль инертных электродов играет платина. На платиновом аноде окисляется железо (II):



а на платиновом катоде восстанавливается MnO_4^- :

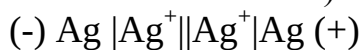


Уравнение токообразующей реакции:



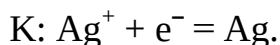
$$\text{Стандартная ЭДС } E_0 = 1,51 - 0,77 = 0,74 \text{ В}.$$

Гальванический элемент может быть составлен не только из различных, но и из одинаковых электродов, погруженных в растворы одного и того же электролита, различающиеся только концентрацией (концентрационные гальванические элементы). Например:



$$C_{\text{Ag}^+} < C_{\text{Ag}^+}$$

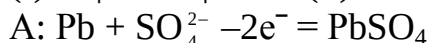
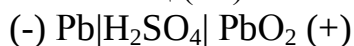
Электродные реакции: А: $\text{Ag} - e^- = \text{Ag}^+$;



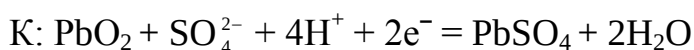
Уравнение токообразующей реакции: $\text{Ag} + \text{Ag}^+ = \text{Ag}^+ + \text{Ag}$.

Свинцовый аккумулятор. Готовый к употреблению свинцовый аккумулятор состоит из решётчатых свинцовых пластин, одни из которых заполнены диоксидом свинца, а другие – металлическим губчатым свинцом. Пластины погружены в 35 – 40 % раствор H_2SO_4 ; при этой концентрации удельная электропроводность раствора серной кислоты максимальна.

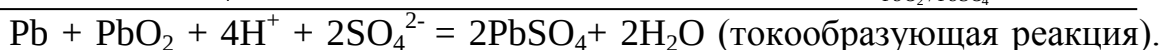
При работе аккумулятора – при его разряде – в нём протекает ОВР, в ходе которой свинец (Pb) окисляется, а диоксид свинца восстанавливается:



$$\varphi_{\text{PbSO}_4 / \text{Pb}}^0 = -0,359 \text{ В}$$



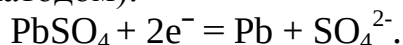
$$\varphi_{\text{PbO}_2 / \text{PbSO}_4}^0 = 1,682 \text{ В}$$



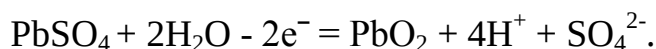
$$E_s \approx 2,1 \text{ В}.$$

Во внутренней цепи (в растворе H_2SO_4) при работе аккумулятора происходит перенос ионов: ионы SO_4^{2-} движутся к аноду, а катионы H^+ – к катоду. Направление этого движения обусловлено электрическим полем, возникающим в результате протекания электродных процессов: у анода расходуются анионы, а у катода – катионы. В итоге раствор остаётся электронейтральным.

Для зарядки аккумулятора подключаются к внешнему источнику постоянного тока (“+” к “+”, “–” к “–”). При этом ток протекает через аккумулятор в обратном направлении, обратном тому, в котором он проходил при разряде аккумулятора; в электрохимической системе осуществляется электролиз. В результате этого электрохимические процессы на электродах «обращаются». На свинцовом электроде теперь происходит процесс восстановления (электрод становится катодом):



На электроде из PbO_2 при заряде идёт процесс окисления (электрод становится анодом):



Топливные элементы

Топливный элемент – химический источник тока, в котором химическая энергия топлива, подаваемого по мере его расхода, непосредственно преобразуется в электрическую энергию постоянного тока. В отличие от гальванического элемента (ГЭ), топливный элемент (ТЭ) не может работать без вспомогательных устройств. Для обеспечения непрерывной работы ТЭ необходимы различные устройства.

Система, состоящая из батареи (ТЭ соединяют в батарею для увеличения напряжения или тока) топливных элементов, устройств для подвода топлива и окислителя, вывода из элементов продуктов реакции, под-

держания и регулирования температуры и других вспомогательных устройств (например, устройства для обработки топлива и окислителя), называется электрохимическим генератором (ЭХГ).

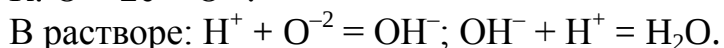
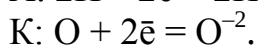
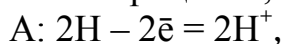
Рассмотрим принцип работы водородно-кислородного ТЭ, который состоит из анода, катода и ионного проводника. К аноду подводят топливо (восстановитель), в данном случае – водород, к катоду – окислитель, обычно, чистый кислород или кислород воздуха. Между электродами находится раствор щелочи КОН. Ионными проводниками в ТЭ могут служить водные растворы кислот, щелочей или солей.

Электрохимическая схема водородно-кислородного ТЭ:

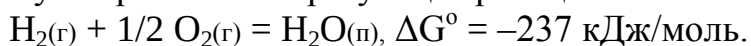


где Me – электрод – проводник I рода (электронная проводимость), играющий роль катализатора электродного процесса и токоотвода. В качестве катализаторов-электродов в ТЭ используют металлы платиновой группы, серебро, специально обработанные никель и кобальт.

Процессы, протекающие на электродах:



Суммарная токообразующая реакция:



Во внешней цепи происходит движение электронов от анода к катоду, а в растворе – движение ионов OH^- от катода к аноду. Воду удаляют из топливного элемента. После очистки ее можно использовать в качестве питьевой воды, как это делается, например, в космических кораблях.

ЭДС водородно-кислородного ТЭ рассчитаем по уравнению:

$$\varphi^0 = -\Delta G^0 / (n F);$$

$$\varphi^0 = -(-237 \text{ кДж/моль}) / (2 \cdot 96,5 \text{ кДж/(В моль)}) = 1,23 \text{ В}.$$

Преимуществами топливных элементов являются:

- 1) КПД = 60–80 % (высокий);
- 2) низкие температуры работы («холодное» горение);
- 3) отсутствие вредных отходов;
- 4) бесшумность работы;
- 5) длительность действия.

К недостаткам следует отнести:

- 1) высокую стоимость электродов;
 - 2) большие значения давления и объема на единицу мощности.
- Топливные элементы применяются в космической промышленности.