

Тема №4

1. Электрохимические процессы. 2. Коррозия и защита металлов

1. Электрохимические процессы

Окислительно-восстановительные реакции

Степень окисления – тот условный заряд, который возникает на атоме в предположении, что все электроны в соединении перешли от одного атома к другому (отличать от валентности). Использование понятия степень окисления полезно при рассмотрении окислительно-восстановительных процессов. Рассмотрим различные процессы. Типы реакций:

1. соединения $\text{CaO} + \text{CO}_2 \leftrightarrow \text{CaCO}_3$
2. разложения $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
3. замещения $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
4. соединения $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Можно заметить, что в первой и второй реакциях ни один из элементов в соединениях не изменяет степень окисления, а в реакциях 3 и 4 степень окисления некоторых элементов изменяется.

Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются – *окислительно-восстановительными*. Таким образом все реакции делят на две большие группы:

- реакции, идущие без изменения степени окисления атомов
- реакции, идущие с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ.

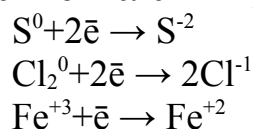
Реакции обмена (нейтрализации) относятся исключительно к реакциям 1 группы, а замещения – к реакциям 2 группы. Реакции соединения и разложения можно отнести и к 1 и ко 2 группе.

Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций

1. Окисление – процесс отдачи электронов атомам, молекулой или ионом. Степень окисления при этом повышается:

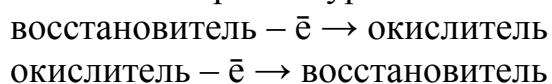


2. Восстановление – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Степень окисления при этом понижается:



3. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называют восстановителями. Во время реакции они окисляются. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются окислителями. Во время реакции они восстанавливаются. Так как атомы, молекулы, ионы входят в состав определённых веществ, то и эти вещества, соответственно, называют окислителями или восстановителями.

4. Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением, что можно выразить уравнениями:



Таким образом, окислительно-восстановительные реакции представляют единство двух противоположных процессов – в этих реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем равно числу электронов, присоединяемых окислителем. При этом

независимо от того, переходят ли электроны от одного атома к другому полностью или лишь оттягиваются, говорят только об отдаче и присоединении электронов.

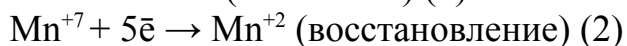
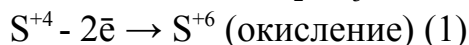
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Чтобы составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, необходимо знать, от каких или к каким ионам, атомам или молекулам, участвующим в химической реакции, переходят электроны и в каком количестве, то есть знать степень окисления элементов в соединении. Правильно составленное уравнение – выражение закона сохранения массы веществ, следовательно, надо следить за тем, чтобы число одинаковых атомов в исходных веществах и продуктах реакции было равно. Это относится и к зарядам: сумма зарядов исходных веществ должна быть равна сумме зарядов продуктов реакции. При составлении окислительно-восстановительной реакции для удобства и единообразия соблюдают следующую последовательность:

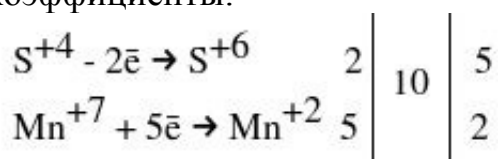
1. В исходных веществах сначала записывают восстановитель, затем – окислитель, затем – среду, в которой протекает реакция.
2. В продуктах – сначала продукт окисления восстановителя, затем – продукт восстановления окислителя, затем другие вещества.

Применяют два метода: *метод электронного баланса* и *метод полуреакции*. Метод полуреакции используется только для водных сред, метод электронного баланса – в любой фазе. Суть этих методов одна – число электронов, отданных восстановителем равно числу электронов, принятых окислителем. Метод электронного баланса основан на сравнении степени окисления атомов в исходных и конечных веществах. Число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединённых окислителем.

Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Формулы продуктов определяют на основании опыта или на основе известных свойств элементов.



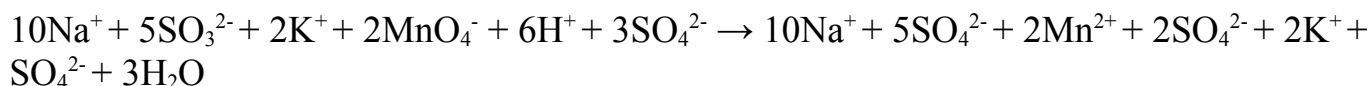
Далее составляем схему электронного баланса, в соответствии с которой окислитель примет столько электронов (Mn^{+7}), сколько их отдаст восстановитель (S^{+4}), то есть сначала для схемы 1 и 2 находим наименьшее общее кратное, а затем коэффициенты.



Подставим эти коэффициенты в уравнение:



и методом подбора расставим коэффициенты перед молекулами других веществ. Так как в методе электронного баланса используется уравнение реакции в молекулярной форме, то после составления и проверки их следует писать в ионной форме:



Важнейшие восстановители и окислители

Для протекания окислительно-восстановительной реакции необходимо присутствие атомов, молекул или ионов взаимно противоположных по способности

отдавать или присоединять электроны. В периодах системы химических элементов Д. Менделеева с повышением порядкового номера элемента восстановительные свойства простых веществ понижаются, а окислительные возрастают и становятся максимальными у галогенов.

Рассмотрим 3 период: Na – самый активный восстановитель, Cl₂ – самый активный окислитель. Такие закономерности объясняются строением атомов. У типичных восстановителей атомы на внешнем энергетическом уровне имеют от 1 до 3 электронов, а радиусы должны быть большими. К таким элементам относят элементы главных подгрупп 1 и 2 группы (щелочные и щелочно-земельные металлы), сюда же относят Al, Fe, Zn. Восстановительные свойства могут проявлять и неметаллы (C, B, H₂).

В группах периодической системы с повышением порядкового номера (главные подгруппы) восстановительная способность усиливается с увеличением радиуса атома у нейтральных атомов. Так, в ряду Na – Fr наиболее сильный восстановитель – Fr, он вообще самый сильный восстановитель.

Атомы металлов проявляют только восстановительные свойства (элементы – восстановители).

Для неметаллов характерно присоединение электронов, поэтому их называют элементами-окислителями. Наиболее активно присоединяют электроны атомы фтора, далее кислород. В подгруппе (главной) окислительная активность падает. Другие неметаллы могут быть и окислителями и восстановителями (C, H₂, B). Восстановителем и окислителем является сера. Таким образом, наиболее ярко восстановительные и окислительные свойства выражены у атомов элементов «крайних» групп периодической системы – щелочных металлов и галогенов.

По мере приближения к середине периодической системы (к 4 группе) как окислительные, так и восстановительные свойства становятся менее выраженными. Положительные элементарные ионы металлов (Na⁺, Ca²⁺, Cu²⁺) не проявляют восстановительных свойств, а проявляют окислительные свойства. Они тем сильнее выражены, чем меньше активность металла. Ионы металлов с промежуточной степенью окисления проявляют восстановительные и окислительные свойства (Fe²⁺ – восстановитель, Fe³⁺ – окислитель). Отрицательно заряженные ионы неметаллов (Cl⁻, Br⁻, S²⁻) проявляют только восстановительные свойства. При этом, чем активнее неметалл как окислитель, тем слабее его восстановительная активность в состоянии отрицательного иона.

Сложные ионы и молекулы, содержащие атомы в состоянии промежуточной степени окисления, проявляют и окислительные и восстановительные свойства (MnO₂, H₂O₂).

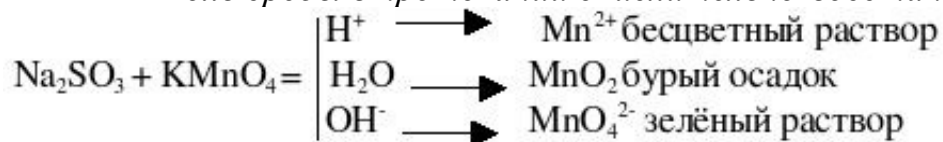
Сложные ионы, содержащие атомы элементов в высокой степени окисления являются окислителями: MnO₄⁻, Cr₂O₇²⁻, ClO₃⁻, ClO₄⁻, NO₃⁻ и так далее.

Важнейшие окислители и восстановители

Окислители: O₂, HNO₃, H₂SO₄, KMnO₄, электролиз (анод), F₂, Cl₂, Br₂ и их кислородные соединения

Восстановители: C, CO, Na₂SO₃, активные металлы (Na), Al, Zn, H₂, электролиз (катод).

Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций

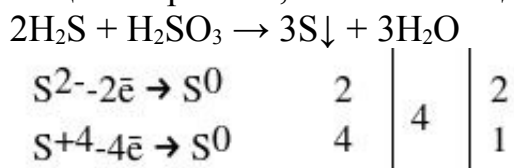


Классификация окислительно-восстановительных реакций

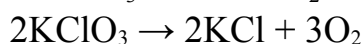
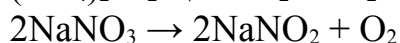
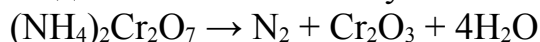
Существует 3 типа окислительно-восстановительных реакций:

1. межмолекулярные
2. внутримолекулярные
3. диспропорционирования.

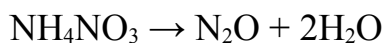
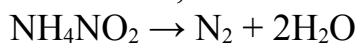
1. *Межмолекулярные* – протекают с изменением степени окисления атомов в разных молекулах, т.е. окислитель и восстановитель находятся в разных веществах. Если вещества разные, но элемент один и тот же, то реакция относится к этому же типу:



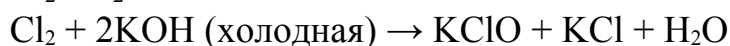
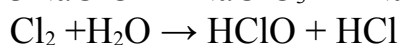
2. *Внутримолекулярные* – протекают с изменением степени окисления разных атомов в одной и той же молекуле.



Если в одном веществе атомы одного и того же элемента имеют разные степени окисления, то это тоже внутримолекулярные реакции:



3. *Реакции диспропорционирования* – протекание реакций сопровождается одновременным увеличением и уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента, и образованием соединений, одно из которых содержит атомы с более высокой, другое – с более низкой степенью окисления:



Окислительно-восстановительные реакции очень распространены и играют большую роль в природе и технике. Они – основа жизни на земле, так как с ними связаны дыхание и обмен веществ в организме, гниение, брожение, фотосинтез, нервная деятельность. Их наблюдают при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе. Они лежат в основе металлургических процессов и круговорота элементов в природе. С их помощью получают аммиак, щёлочи, азотную, соляную и серную кислоту. Благодаря окислительно-восстановительным реакциям происходит превращение химической энергии в электрическую в гальванических элементах и аккумуляторах. Они широко используются в мероприятиях по охране природы.

Электрохимические процессы

Электрохимические процессы – процессы взаимного превращения химической и электрической форм энергии. Их можно разделить на две группы:

1. процессы превращения химической энергии в электрическую (гальванический элемент)
2. процессы превращения электрической энергии в химическую (электролиз).

Простейшая электрохимическая система состоит из двух электродов и ионного проводника между ними. Электроды замыкаются металлическим проводником . Ионным проводником (проводником второго рода) служат растворы или расплавы электролитов и твёрдые электролиты. Электроды – проводники, имеющие электронную проводимость и находящиеся в контакте с ионным проводником. Их соединяют друг с другом металлическим проводником (называется внешней цепью).

Общие закономерности электрохимических процессов

1. Законы Фарадея.
2. Законы термодинамики электрохимических процессов.
3. Законы кинетики электрохимических процессов.

1. Законы Фарадея

Количество вещества, испытавшего электрохимическое превращение на электроде, прямо пропорционально количеству прошедшего электричества. Массы прореагировавших на электродах веществ при постоянном количестве электричества относятся друг к другу как молярные массы их эквивалентов:

$$M = Q \cdot M / n \cdot F$$

$$m = Q \cdot M \cdot V_T / n \cdot F$$

$$t = n \cdot F \cdot m / M \cdot V_T \cdot I$$

M – молярная или атомная масса, моль/л;

$Q = I \cdot t$ – количество затраченного электричества (Кл);

I – сила тока, А;

t – время, с;

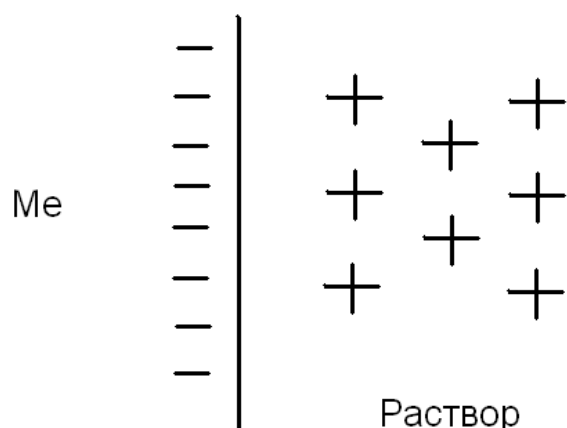
n – число электронов;

F – постоянная Фарадея (96500 Кл);

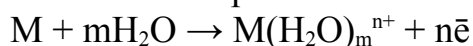
V_T – выход по току.

Законы термодинамики электрохимических процессов

Понятие об электродном потенциале.



Металл погрузим в раствор собственных ионов: начинается взаимодействие металла с компонентами раствора, в первую очередь с молекулами воды, у поверхности электрода. Происходит окисление металлов и выделение ионов (гидратированных), а в металле остаются электроны, заряд которых не скомпенсирован положительно заряженными ионами металла:



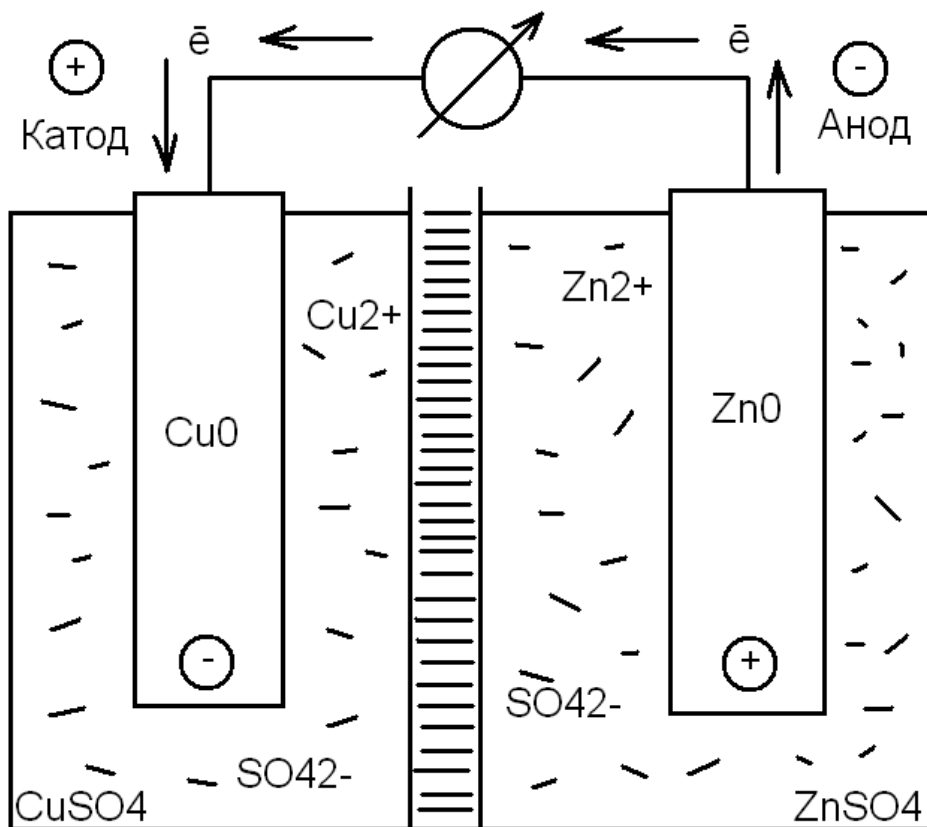
то есть металл заряжается отрицательно, а раствор – положительно. И на границе

металл-раствор образуется двойной электрический слой. Возникает разность потенциалов между металлом и раствором, которая называется электродным потенциалом или потенциалом электрода. Наряду с этим протекает обратная реакция – восстановление. С увеличением разности потенциалов скорость прямой реакции падает, обратной увеличивается и при некотором значении электродного потенциала устанавливается равновесие:



Этот потенциал, устанавливающийся в условиях равновесия электродной реакции, называется равновесным электродным потенциалом. Его абсолютное значение экспериментально определить невозможно, можно определить только разность. Относительными значениями электродных потенциалов и пользуются. Находят разность потенциалов, измеряемого электрода и электрода, потенциал которого равен 0 (водородный).

Гальванический элемент Даниэля – Якоби



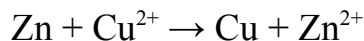
На поверхности медной и цинковой пластин возникает двойной электрический слой. Потенциал цинкового электрода более отрицателен, чем потенциал медного электрода, и при замыкании внешней цепи, т.е. при соединении цинка с медью металлическим проводником, электроны переходят от цинка к меди. Возникают самопроизвольные процессы:

1. окисление в электрохимии называется *анодным* процессом, а электрод – *анод*:

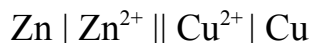
$$\text{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$$
2. восстановление в электрохимии называется *катодным* процессом, а электрод – *катод*:

$$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$$
3. движение электронов во внешней цепи.
4. движение ионов в растворе: SO_4^{2-} - к аноду; Zn^{2+} , Cu^{2+} - к катоду.

Эти процессы замыкают электрическую цепь гальванического элемента. Таким образом, суммарная реакция:



то есть, возникает движение электронов во внешней цепи и ионов внутри элемента (электрический ток). Поэтому суммарная химическая реакция, протекающая в гальваническом элементе, называется *токообразующей*. Граница раздела между проводниками первого рода и проводниками второго рода обозначается |, а между проводниками второго рода ||:



Таким образом, в гальваническом элементе протекает химическая реакция, а во внешней цепи протекает электрический ток, происходит *превращение химической энергии в электрическую*, можно совершить электрическую работу за счёт энергии химической реакции.

Электродвижущая сила элемента (ЭДС) элемента

Максимальная разность потенциалов электродов, которая может быть получена при работе гальванического элемента, называется ЭДС элемента и равна разности равновесных потенциалов катода и анода элемента.

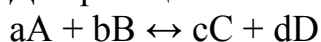
Максимальная электрическая работа гальванического элемента (W_{\max}) при превращении одного моля вещества:

$$W_{\max} = n \cdot F \cdot E$$

$W_{\text{полезная}} = -\Delta G$ (при постоянной работе)

$W_{\max} = W_{\text{полезная}} \Rightarrow -\Delta G = n \cdot F \cdot E \Rightarrow E$ (ЭДС) = $-\Delta G/n \cdot F$ (связь между химическими и электрическими энергиями).

Для реакции:



$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln a_C^c \cdot a_D^d / a_A^a \cdot a_B^b$$

Или через парциальные давления:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln p_C^c \cdot p_D^d / p_A^a \cdot p_B^b$$

При стандартных состояниях:

$$\Delta G = \Delta G^\circ \Rightarrow -(\Delta G^\circ/n \cdot F) = E^\circ \Rightarrow E = E^\circ + R \cdot T/n \cdot F \ln a_C^c \cdot a_D^d / a_A^a \cdot a_B^b$$

Если $a = 1$, то $E = E^\circ$

Для ЭДС элемента Даниэля-Якоби:

$E = E^\circ + R \cdot T/n \cdot F \ln a_{Zn} \cdot a_{Cu^{2+}} / a_{Zn^{2+}} \cdot a_{Cu}$, а так как Zn и Cu – чистые индивидуальные вещества, то $a = 1$

$$E = E^\circ + R \cdot T/n \cdot F \ln a_{Cu^{2+}} / a_{Zn^{2+}}$$

Потенциалы металлических и газовых электродов

ЭДС элемента равна разности потенциалов катода и анода. Если потенциал одного из них принять за ноль, то можно определить – относительный потенциал. Эти относительные потенциалы известны и используются при решении задач.

За ноль принят потенциал водородного электрода. Это платинированная платина (платиновая чернь – мелкодисперсная платина), контактирующая с газообразным водородом (давление 1 атмосфера, и раствором с $a(H^+) = 1$): $2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2$

Абсолютное значение потенциала водородного электрода неизвестно, но условно принято за 0 – потенциал стандартного водородного электрода.

Далее относительно него измеряют другие потенциалы электродов: $H_2, Pt | H^+ || Zn^{2+} | Zn$

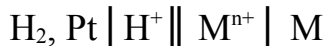
$$E = E_{Zn^{2+}/Zn} - E_{H^+/H_2} = E_{Zn^{2+}/Zn} \text{ так как } E_{H^+/H_2} = 0$$

Для ЭДС элемента:

$$E_{\text{элемента}} = E_k - E_a$$

$$\text{Для элемента Даниэля-Якоби } E_{\text{элемента}} = E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{Zn^{2+}/Zn}$$

Для металлических электродов:



$$E_{M^{n+}/M} = E_{M^{n+}/M}^\circ + R \cdot T/n \cdot F \ln a_{M^{n+}}$$

$$E_{M^{n+}/M} = E_{M^{n+}/M}^\circ + 0.059/n \lg a_{M^{n+}}$$

E° - стандартный потенциал металлического электрода – это потенциал этого электрода в растворе собственных ионов с их активностью, равной 1. стандартные потенциалы металлических электродов приводятся в таблицах. Это одновременно составляет и ряд стандартных электродных потенциалов. Чем более отрицательное значение имеет потенциал металла, тем более сильной восстановительной способностью он обладает (а ион – наоборот более сильный окислитель). Чем более положителен потенциал металлического элемента, тем более сильной окислительной способностью он обладает. Потенциалы газовых электродов (самостоятельно).

Потенциалы окислительно-восстановительных (редокси-) электродов. К ним относятся те электроды, в реакциях которых не принимают участие металлы и газы. Они состоят из

металлического проводника (платина и др. инертные металлы), контактирующего с раствором, содержащим окислитель и восстановитель.

$$E_{\text{Ox/Red}} = E^{\circ}_{\text{Ox/Red}} + 0.059/n \lg a_{\text{Ox}}/a_{\text{Red}}$$

Если есть ионы водорода, то

$$E_{\text{Ox/Red}} = E^{\circ}_{\text{Ox/Red}} + 0.059/n \lg a_{\text{H}^+}^{n*} a_{\text{Ox}}/a_{\text{Red}}$$

То есть потенциал изменяется с изменением pH.

Для определения направления окислительно-восстановительного процесса необходимо рассчитать ЭДС как разность потенциалов редоксиполупроводников, участвующих в данном процессе. Реакция будет протекать в направлении, где ЭДС положительна: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2\text{Fe}^{2+}$

$$E = E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} - E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = 0.62\text{В} > 0$$

Законы кинетики электрохимических процессов

Равновесные потенциалы электродов могут быть определены в отсутствие в цепи тока. При прохождении электрического тока потенциалы электродов меняются. Изменение потенциала электрода при прохождении тока называют *поляризацией* (это и явление изменения потенциала) $\Delta E = E_i - E_p$. Она может быть катодной и анодной. Изменение потенциала при прохождении тока называется также *перенапряжением*. Для экспериментального определения поляризации строят *поляризационные кривые* (зависимость потенциала от плотности тока). Возникновение поляризации обусловлено замедленностью отдельных стадий электрохимического процесса. В зависимости от характера замедленной стадии на электроде возникает *концентрационная* или *электрохимическая* поляризация.

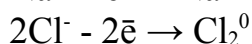
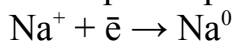
Концентрационная поляризация возникает вследствие изменения концентрации реагирующих веществ у поверхности электрода (что связано с замедленным подводом и отводом веществ к электроду и от него). Электрохимическая поляризация связана с замедлением собственной электрохимической стадии реакции.

Электролиз

Электролиз – процессы, происходящие на электродах под действием электрического тока, подаваемого от внешнего источника. Происходит *превращение электрической энергии в химическую*. Ячейка – *электролизёр* (катод, анод, электролит):

- Восстановление – катод (подключен к отрицательному полюсу внешнего источника тока).
- Окисление – анод (подключен к положительному полюсу внешнего источника тока).

Электролиз расплава NaCl:



Процесс электролиза подчиняется *законам Фарадея* и *уравнениям кинетики*. Если в системе присутствует вода, то она тоже участвует в электрохимическом процессе.

Общее правило: на катоде восстанавливаются более сильные окислители, на аноде окисляются более сильные восстановители.

На катоде:

1. Все металлы, потенциалы которых существенно отрицательные, чем потенциал водородного электрода. Разряда тех ионов, которые расположены левее алюминия, на катоде не происходит, так как восстанавливается водород.

2. Окислители, потенциал которых более положителен, чем потенциал водородного электрода. Это: Cu^{2+} , Ag^+ , Hg^{2+} , Au^{3+} , Pt-металлы, O^{2-} , Hal , PbO_2 , MnO_4^- и т.д. Они разряжаются в первую очередь и водород не восстанавливается.
3. Ионы, потенциал которых относительно мало отличается от потенциала водородного электрода. Это: Sn^{2+} , Pb^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} .

таким образом, они выделяются одновременно, но если водородное перенапряжение высокое, то выделяется металл.

На аноде:

В первую очередь окисляются более сильные восстановители, те, которые имеют наибольший отрицательный потенциал. Соблюдается последовательность:

1. растворение металла $\text{M}^0 - n\bar{e} \rightarrow \text{M}^{n+}$
2. окисление гидроксид-ионов $2\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow 1/2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. окисление других веществ $\text{Red} - n\bar{e} \rightarrow \text{Ox}$

Если потенциал металла анода имеет более отрицательное значение, чем потенциал гидроксид-ионов или других веществ в растворе, то происходит растворение металла. При этом протекает электролиз с растворимым анодом. Если потенциал металла анода близок к потенциалу других электродных процессов, то наряду с растворением металла протекают и др. процессы (например разряд гидроксид-ионов). В этом случае говорят об электролизе с растворимым анодом и учитывают другие анодные процессы. Если потенциал металла или другого проводника первого ряда, используемого в качестве анода, имеет более положительное значение, то говорят об электролизе с нерастворимым анодом (Au , Pt , PbO_2 , C). Некоторые металлы не растворяются практически из-за высокой анодной поляризации (Ni , Fe в щелочном растворе, Pb в H_2SO_4). Явление торможения анодного растворения металла из-за образования защитных слоёв называется *пассивностью или пассивацией* металла. На аноде не окисляются: SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- и в их присутствии на аноде выделяется лишь кислород. А если галогены, то сначала выделяется йод, затем бром, затем хлор.

Применение электролиза

1. *Электролиз растворов солей.* Получают: Cu , Zn , Cd , Ni , Co , Mn .
2. *Рафинирование* (очистка) металла: Cu , Ag , Au , Pb , Sn .
Анод – сам очищаемый металл, растворяется основной металл и примеси, потенциал которых отрицательнее потенциала основного металла, а примеси, имеющие более положительный потенциал не растворяются и выпадают в виде шлака.
3. *Электролиз расплавов:* получают Al , Mg , Na , Li , Be , Ca и некоторые сплавы.
4. *В химической промышленности:*
 - 4.1 Получение хлора и водорода (электролиз раствора NaCl).
 - 4.2 Получение фтора из расплава смеси HF и NaF .
 - 4.3 Получение водорода и кислорода из воды (добавление гидроксида натрия понижает сопротивление).
 - 4.4 Получение оксида марганца (IV) из раствора сульфата марганца(II).
 - 4.5 Получение окислителей: пероксид водорода, перманганат калия, хромат калия и другие.
 - 4.6 Анилин из нитробензола.
5. *Получение гальванопокрытий.* Гальванопокрытия – покрытия, наносимые на поверхность какого-либо изделия методом электролиза. Толщина: 1-100 мкм. Их роль:
 - защита от коррозии (цинкование, кадмирование, лужение);
 - защита от коррозии и придание внешнего вида (никелирование, серебрение);
 - повышение электропроводности (меднение, серебрение);

- повышение твёрдости и износостойкости (хромирование).
- образование магниевых плёнок, осветление сплавов Co-Ni, Fe-Ni;
- улучшение отражающей способности поверхности (серебрение);
- улучшение способности к пайке (лужение);
- уменьшение коэффициента трения (свинцевание).

Нанесение гальванических покрытий проводится в электролизёре, гальванической ванне. Катод – изделие, анод – такой же металл, что и металлическое покрытие. Перед гальванизацией надо для обеспечения прочного сцепления металла-покрытия с основным металлом удалить загрязнение и провести обезжиривание в органических растворителях или щёлочи, травление в растворах кислот и тщательную промывку в воде:

6. Электрохимическая анодная обработка металлов и сплавов.

Для изменения размеров и формы, а так же состояния поверхности металлических изделий используют электрохимические способы обработки, при которых производится электроокисление металлических изделий: электрохимическая обработка, анодирование и др.

Контрольные вопросы

1. Дайте определение степени окисления. Расставьте степень окисления хрома в следующих соединениях: K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $Fe(CrO_2)_2$, $K_2Cr_2O_7$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Na_3(Cr(OH)_6)$
2. Какие два основных метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций Вы знаете?
3. Как меняется окислительная и восстановительная активность атомов элементов в периоде и группе периодической системы?
4. Какие элементы подвергаются окислению и восстановлению в реакции, протекающей по схеме: $Cr_2S_3 + KNO_3 + Na_2CO_3 \rightarrow K_2CrO_4 + NO + CO_2 + Na_2SO_4$. Расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса и метод полуреакций.
5. Приведите примеры, показывающие, какую роль играет среда в протекании окислительно-восстановительной реакции.
6. Какая масса перманганата калия потребуется для окисления сульфита калия массой 12 г, находящегося в нейтральном растворе? Реакция протекает по уравнению: $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O = K_2SO_4 + MnO_2 + KOH$.
7. Какие процессы протекают в гальваническом элементе Даниэля-Якоби?
8. Напишите уравнение Нернста для реакции и рассчитайте потенциал системы при $pH=1$ и $pH=10$: $MnO_4^{2-} + 8H^+ \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$ Используйте справочные данные.
9. Сформулируйте законы Фарадея.
10. Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных катодах при последовательном прохождении тока через электролизеры с водными растворами $AgNO_3$, K_2SO_4 , $CuCl_2$, если известно, что в электролизере с $AgNO_3$ выделилось 108г Ag (выход по току равен 1)?