

кафедра физической химии
СПбГЭТУ «ЛЭТИ»



Электрохимия

Решение типовых задач

Электрохимические процессы

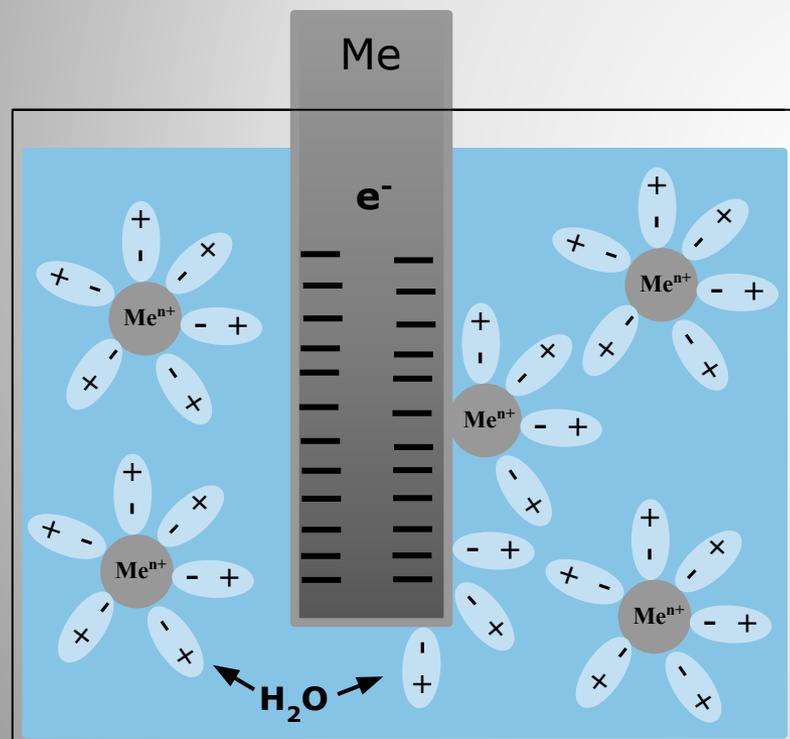
Электрохимический процесс - окислительно-восстановительный процесс, представляющий совокупность процессов окисления и восстановления, (разделенных в пространстве) протекающих одновременно. Он может осуществляться только при наличии двух электродов: анода, на котором идет окисление и катода, на котором идет восстановление.

Два типа электрохимических процессов:

1. Процессы превращения химической энергии в электрическую –
в гальванических элементах
2. Процессы превращения электрической энергии в химическую –
электролиз

Механизмы образования электродных потенциалов

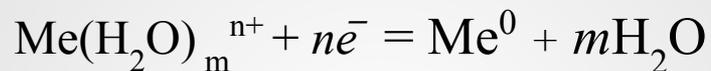
При погружении металла в воду атомы металла, находящиеся в узлах кристаллической решетки на поверхности металла, начинают взаимодействовать с полярными молекулами воды. Металл окисляется и переходит в раствор в виде гидратированных ионов.



Из-за перехода катионов металла в раствор, раствор заряжается положительно. На поверхности металла создается избыток e^- , из-за чего поверхность металла заряжается отрицательно. Катионы металла из раствора притягиваются к поверхности металла, образуется двойной электрический слой (ДЭС), между металлом и раствором образуется разность потенциалов.

Механизмы образования электродных потенциалов

По мере перехода ионов металла в раствор растет отрицательный заряд поверхности металла и положительный заряд раствора, что препятствует окислению металла. Протекает обратная реакция восстановления ионов металла до атомов.



С увеличением разности потенциалов металла и раствора скорость прямой реакции падает, а обратной растет. При некотором значении электродного потенциала скорость окисления металла станет равной скорости восстановления катионов металла из раствора, устанавливается равновесие:



Равновесие имеет динамический характер, прямой и обратный процессы при равновесии идут с одинаковой скоростью.

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

Двойной электрический слой

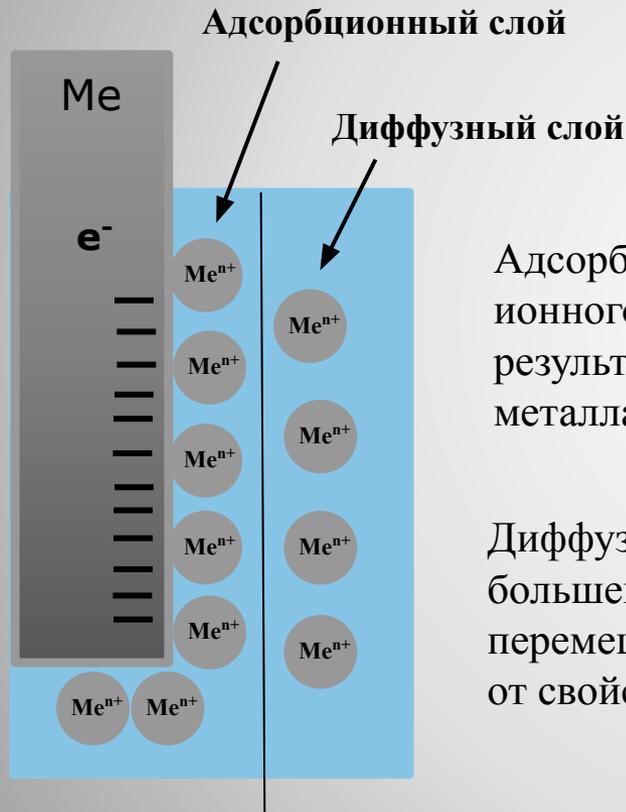
ДЭС образуется:

- за счет выхода ионов из металла
- за счет адсорбции ионов на поверхности металлов

ДЭС состоит из:

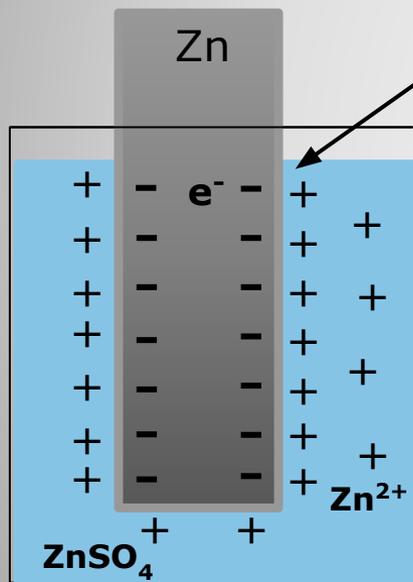
Адсорбционного слоя – ионов, расположенных на расстоянии ионного радиуса от поверхности металла. Формируется в результате электростатического взаимодействия поверхности металла с положительно-заряженными катионами.

Диффузного слоя – ионов, расположенных на расстоянии большем, чем ионный радиус. Ионы диффузного слоя свободно перемещаются в растворе. Толщина диффузного слоя зависит от свойств системы.



Электроды и электродные потенциалы

Электродами называются проводники (металлы), обладающие электронной проводимостью, находящиеся в контакте с ионным проводником, например, раствором соли этого металла.



Образование двойного электрического слоя на границе металл / раствор электролита

При погружении металлического электрода в раствор соли данного металла протекает электродный процесс:



Возникает двойной электрический слой и скачек потенциала на границе раздела фаз.

Электроды и электродные потенциалы

Электродным потенциалом (ϕ) называют максимальную разность потенциалов, возникающую на границе металл – раствор в момент установления равновесия ($\Delta G=0$).

Величина электродного потенциала зависит от:

- *активности металла:* чем большей химической активностью обладает металл, тем активнее он растворяется, и тем отрицательнее потенциал.

Активные металлы	Неактивные металлы
Энергия гидратации ионов $E_{\text{гидр.}}$ выше, чем энергия связи ионов в кристаллической решетке $E_{\text{св.}}$ ($E_{\text{гидр.}} > E_{\text{св.}}$)	Энергия гидратации ионов $E_{\text{гидр.}}$ меньше, чем энергия связи ионов в кристаллической решетке $E_{\text{св.}}$ ($E_{\text{гидр.}} < E_{\text{св.}}$)
Протекает реакция: $Me - ne^- = Me^{n+}$	Протекает реакция: $Me^{n+} + ne^- = Me$

Энергия гидратации — энергия, выделяющаяся при взаимодействии молекул воды с ионами растворяющегося вещества.

Электроды и электродные потенциалы

Величина электродного потенциала зависит от:

- *концентрации ионов металла в растворе:* чем больше концентрация катионов в растворе, тем положительнее потенциал

- *температуры:* с повышением температуры потенциал становится более положительным

Работа, совершаемая при образовании ДЭС зависит от величины φ :

$$A = n \cdot F \cdot \varphi$$

A – работа, которую нужно совершить, чтобы перенести заряд из одной фазы в другую [Дж];

n – число электронов, принимающих участие в электродном процессе;

F – постоянная Фарадея, [Кл·моль⁻¹]

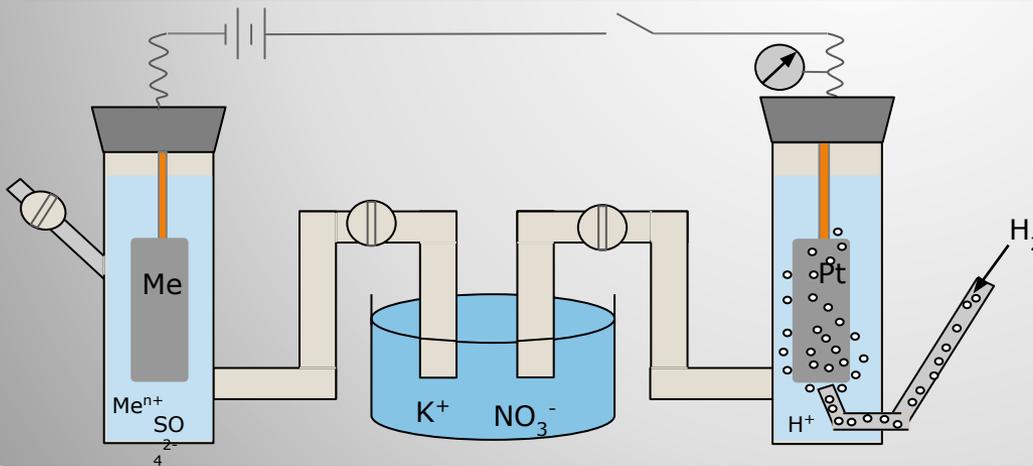
φ – значение электродного потенциала, [В]

Измерение стандартных электродных потенциалов металлов. Водородная шкала.

Абсолютные значения электродных потенциалов измерить невозможно. Обычно находят разность потенциалов измеряемого электрода и электрода сравнения. В качестве электрода сравнения выступает водородный электрод, его потенциал принимают равным нулю.

Увеличиваются восстановительные свойства

Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂
-3,04	-3,01	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0
					Na ⁺									



Электрод, E⁰ которого измеряют

Стандартный водородный электрод, φ⁰=0

H ₂	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
0	+0,34	+0,80	+0,85	+1,28	+1,5

Увеличиваются окислительные свойства

$$\varphi^0_{Me^{n+}/Me^0} = \varphi_{галв. \text{ эл.}} - \varphi_{2H^+/H_2}$$

Электродные потенциалы металлов. Уравнение Нернста

При условиях, отличающихся от стандартных, электродные потенциалы вычисляются по уравнению Нернста:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me^0} = \varphi_{Me^{n+}/Me^0}^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln a_{Me^{n+}}$$

$\varphi_{Me^{n+}/Me^0}^{\circ}$ - стандартный электродный потенциал металла;

n - число электронов, принимающих участие в электродном процессе;

$a_{Me^{n+}}$ - **активность ионов металлов**; для разбавленных растворов при решении задач активность можно заменить на концентрацию ионов металла $C_{Me^{n+}}$ в растворе (моль/л, моль/кг).

F - постоянная Фарадея - физическая постоянная, численно равная произведению элементарного электрического заряда на постоянную Авогадро: $F = e^- \cdot N_A = 96500 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$

При температуре 298 К, уравнение Нернста после перехода $\ln=2,3 \cdot \lg a_{Me^{n+}}$ и подстановки в него значений R , F и T имеет вид:

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

Определение электродных потенциалов. Решение задач.

Условие: определите электродный потенциал медного электрода, погруженного в раствор медного купороса с концентрацией ионов меди 0,01 моль/л.

Решение:

Дано:

$$C_{\text{M}_{\text{Cu}^{2+}}}=0,01 \text{ M}$$

Найти: $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0}$

1. Запишем уравнение Нернста для медного электрода:

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Cu}^{2+}}$$

2. Определим количество электронов в электродном процессе:

На границе металл/раствор протекает процесс:



Число электронов, принимающих участие в электродном процессе $n = 2$

2. Находим в таблице значение электродного потенциала медного электрода при стандартных условиях: $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^{2+}}^{\circ} = 0,34 \text{ В}$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = 0,34 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = 0,28 \text{ В}$$

Ответ: электродный потенциал медного электрода равен 0,28 В

Определение электродных потенциалов. Решение задач.

Условие: вычислите концентрацию ионов цинка в растворе, если известно, что электродный потенциал цинкового электрода, погруженный в этот раствор, равен $-0,852$ В.

Решение:

Дано:

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^{\circ} = -0,852 \text{ В}$$

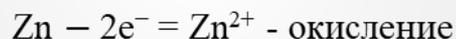
1. Запишем уравнение Нернста для цинкового электрода:

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn} = \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg C_{Zn^{2+}}$$

Найти: $C_{M_{Zn}^{2+}}$

2. Определим количество электронов в электродном процессе:

На границе металл/раствор протекает процесс:



Число электронов, принимающих участие в электродном процессе $n = 2$

2. Находим в таблице значение электродного потенциала цинкового электрода при стандартных условиях: $E_{Zn^{2+}/Zn}^{\circ} = -0,76$ В

3. Подставляем известные значения в уравнение Нернста:

$$-0,852 = -0,76 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Zn^{2+}}$$

$$\lg C_{Zn^{2+}} = -3 \quad C_{Zn^{2+}} = 10^{-3} = 0,001 \text{ М}$$

Ответ: концентрация ионов цинка в растворе равна $0,001$ М

Классификация гальванических элементов

Электрохимические ГЭ – гальванические элементы, источником электрической энергии в которых является химическая реакция .

Электрохимические ГЭ состоят из двух разных электродов.



Концентрационные ГЭ – гальванические элементы, источником электрической энергии в которых служат процессы выравнивания концентраций растворов.

Концентрационные ГЭ - это система из двух одинаковых электродов, с разными активностями (концентрациями) вещества в растворах.



Т. к. $E^\circ = 0$

$$E = \frac{RT}{F} \ln \frac{a_1}{a_2}$$

Термодинамика гальванического элемента

Электродвижущая сила гальванического элемента E (ЭДС) –

максимальное значение напряжения – разности между потенциалами катода и анода гальванического элемента.

$$E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}}$$

Максимальная работа гальванического элемента A при превращении 1 моля вещества:

$$A = n \cdot F \cdot E$$

n – число электронов, принимающих участие в электродном процессе;

$F = 96500$ Кл/моль (26,8 А·ч) – постоянная Фарадея

E – ЭДС гальванического элемента, [В]

ЭДС гальванического элемента называется стандартной (E°), если парциальные давления (активности, концентрации) реагентов и продуктов реакции равны единице.

Термодинамика гальванического элемента

Изменение энергии Гиббса реакции ΔG°_T (Дж), протекающей в гальваническом элементе при стандартных условиях:

$$\Delta G^\circ_T = -A = -n \cdot F \cdot E^\circ$$

Изменение энергии Гиббса ΔG_T химической реакции вида: $aA + bB = cC + dD$,

зависит от активностей a реагентов и продуктов реакций и описывается уравнением:

$$\Delta G_T = \Delta G^\circ_T - RT \ln \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$$

$$\Delta G^\circ_T = -n \cdot F \cdot E^\circ \Rightarrow \Delta G_T = -n \cdot F \cdot E^\circ - RT \ln \frac{\alpha_C^c \cdot \alpha_D^d}{\alpha_A^a \cdot \alpha_B^b}$$

$$-n \cdot F \cdot E = -n \cdot F \cdot E^\circ - RT \ln \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b} \quad | : (-n \cdot F)$$

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$$

Если реагенты и продукты реакции находятся в газообразном состоянии, то вместо активностей веществ a используют их парциальные давления p :

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

Условие работы

гальванического элемента:

$$\Delta G_T < 0, E > 0$$

Гальванические элементы. Решение задач.

Условие: вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из металлического цинка, погруженного в раствор в 0,01 М раствор нитрата цинка и металлического свинца, погруженного в 0,02 М раствор нитрата свинца. Напишите схему электродных процессов, составьте схему элемента.

Решение:

Дано:

$$C_{M_{Zn}^{2+}} = 0,01 \text{ М}$$
$$C_{M_{Pb}^{2+}} = 0,02 \text{ М}$$

1. Находим в таблице значения стандартных электродных потенциалов металлов: $\varphi^{\circ}_{Pb^{2+}/Pb^0} = -0,13$ $\varphi^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn^0} = -0,76$

Найти: E

2. Вычисляем значения электродных потенциалов по уравнению Нернста:

$$\varphi_{Zn^{2+}/Zn^0} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,79 \text{ В} \quad \varphi_{Zn^{2+}/Zn^0} < \varphi_{Pb^{2+}/Pb^0} \Rightarrow \text{Zn} - \text{анод}, \text{Pb} - \text{катод}$$

$$\varphi_{Pb^{2+}/Pb^0} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,18 \text{ В}$$

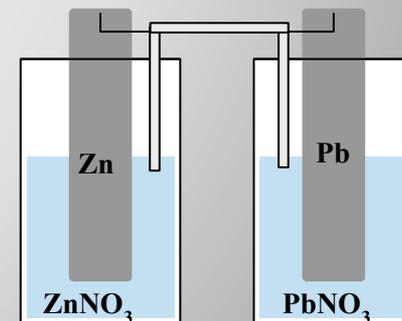
3. Определяем ЭДС гальванического элемента:

$$E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}$$

4. Запишем схему гальванического элемента: справа всегда катод, слева - анод



Ответ: ЭДС гальванического элемента равна 0,61 В



Гальванические элементы. Решение задач.

Условие: в каком направлении будет протекать реакция $Mn + Ni^{2+} \rightleftharpoons Mn^{2+} + Ni$ в гальваническом элементе при $T=298$ К.

Дано:

$$\varphi^{\circ}_{Mn^{2+}/Mn^0} = -1,18 \text{ В}$$

$$\varphi^{\circ}_{Ni^{2+}/Ni^0} = -0,25$$

$$T = 298 \text{ К}$$

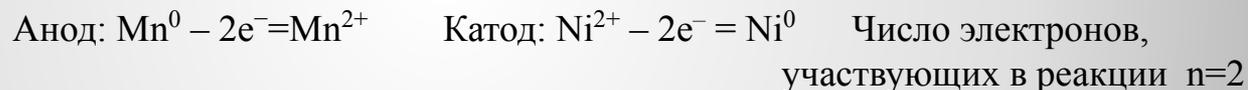
$$F = 96500 \text{ Кл/моль}$$

Найти: ΔG°_{298}

1. Находим в таблице значения стандартных электродных потенциалов металлов, определяем анод и катод гальванического элемента:

$$\varphi^{\circ}_{Mn^{2+}/Mn^0} < \varphi^{\circ}_{Ni^{2+}/Ni^0} \Rightarrow Mn - \text{анод}, Ni - \text{катод}$$

3. Запишем уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде :



3. Вычисляем ЭДС гальванического элемента:

$$E^{\circ} = \varphi^{\circ}_{\text{катода}} - \varphi^{\circ}_{\text{анода}} = -0,25 - (-1,18) = 0,98 \text{ В}$$

4. Определяем ΔG°_{298} гальванического элемента:

$$\Delta G^{\circ}_T = -A = -n \cdot F \cdot E^{\circ} = -(2 \cdot 96500 \cdot 0,98) = -17949 \text{ кДж}$$

Так как $\Delta G^{\circ}_{298} < 0$, то реакция может протекать самопроизвольно и на ее основе можно сконструировать гальванический элемент

Ответ: реакция $Mn + Ni^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Ni$ в гальваническом элемент будет протекать в прямом направлении

Электрохимические цепи. Электроды. Решение задач.

Условие: Рассчитайте константу равновесия реакции $\text{ZnSO}_4 + \text{Cd} = \text{CdSO}_4 + \text{Zn}$ при 25°C по данным о стандартных электродных потенциалах.

Дано:

$$\varphi^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,40 \text{ В}$$

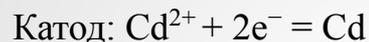
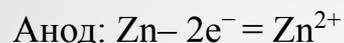
$$\varphi^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$$

$$T = 298 \text{ К}$$

$$F = 96500 \text{ Кл/моль}$$

$$K_p = ?$$

1. Запишем электродные процессы:



2. Запишем выражение для константы равновесия:

$$K_p = e^{\frac{-\Delta G}{RT}} = e^{\frac{nFE^0}{RT}}$$

$$E^0 = \varphi^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} - \varphi^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

$$\Rightarrow K_p = e^{\frac{nF(\varphi^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} - \varphi^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}})}{RT}}$$

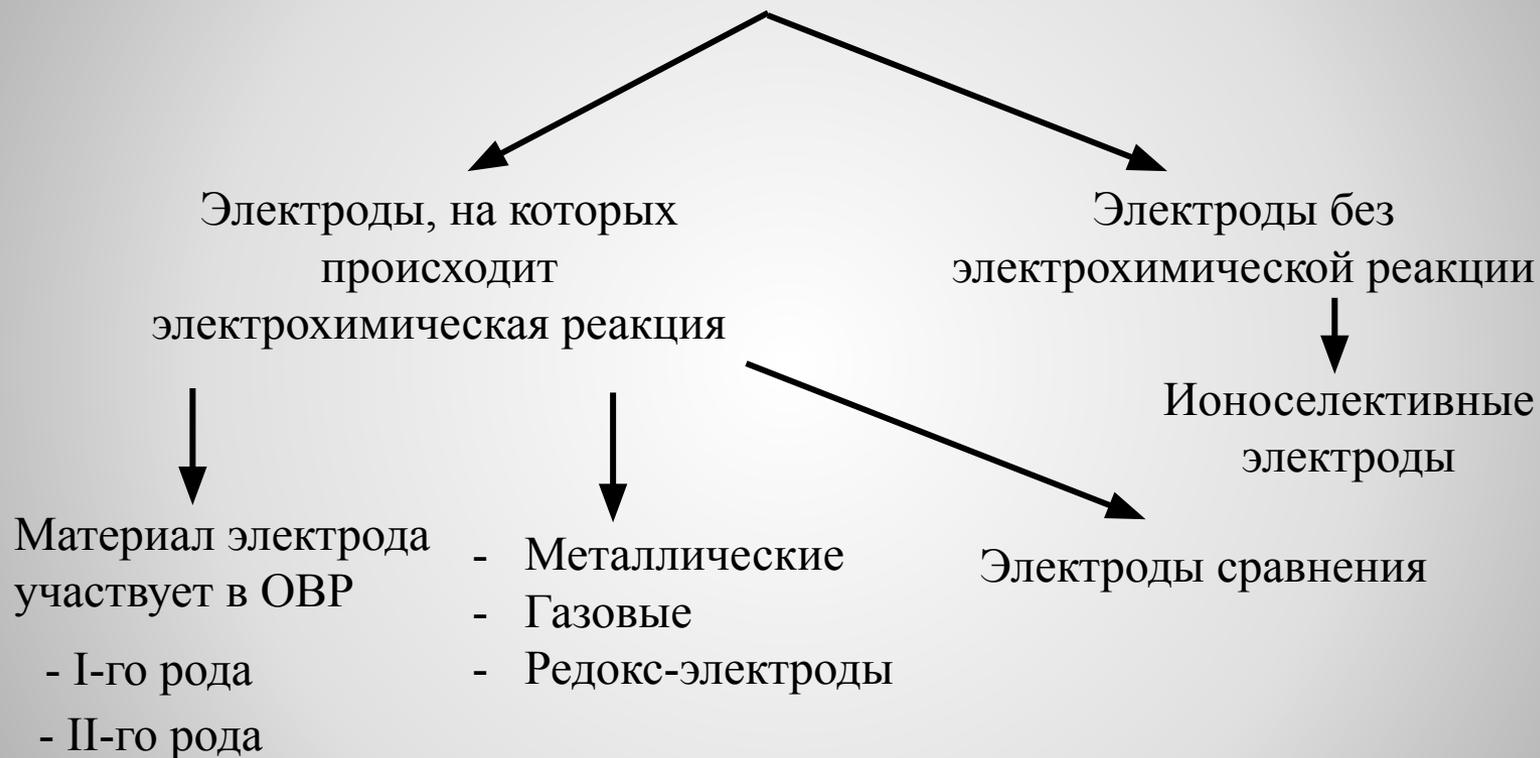
$$K_p = e^{\frac{2 \cdot 96500 \cdot (-0,40 - (-0,76))}{8,31 \cdot 298}} = 28,06$$

$K_p > 1$, следовательно реакция идет в прямом направлении

Ответ: $K_p = 28,06$

Виды электродов. Классификация.

Электроды



Электроды I-го рода

Электроды I-го рода – электроды, находящиеся в равновесии с катионами, одноименными с металлом, и обратимые по отношению к ним.

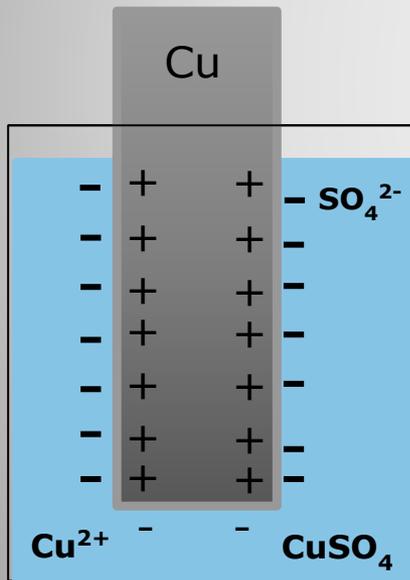
К электродам I-го рода относятся металлы, погруженные в раствор или расплав соли данного металла.

Схема электрода: $Cu|Cu^{2+}$

Электродный процесс: $Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu^0$

Электроды I-го рода обратимы относительно катиона, поэтому их электродный потенциал связан с активностью (концентрацией) катиона в растворе:

$$\varphi_{Cu^{2+}/Cu^0} = \varphi_{Cu^{2+}/Cu^0}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg a_{Cu^{2+}}$$



Электроды II-го рода

Электроды II-го рода – электроды, состоящие из металла, покрытого слоем его труднорастворимой соли, погруженного в раствор, содержащий анионы этой соли.

Пример: хлорсеребряный электрод (ХСЭ) – электрод, состоящий из серебряной проволоки, покрытой слоем хлорида серебра и опущенной в насыщенный раствор хлорида калия

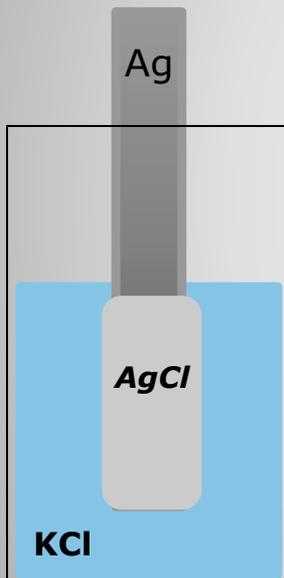


Схема электрода: $Ag, AgCl | Cl^-$

Электродный процесс: $AgCl + e^- \rightleftharpoons Ag^0 + Cl^-$

Электроды II-го рода обратимы относительно аниона, поэтому их электродный потенциал связан с активностью (концентрацией) аниона в растворе:

$$\varphi_{\text{ХСЭ}} = \varphi_{\text{ХСЭ}}^{\circ} + \frac{RT}{F} \ln a_{Cl^-}$$

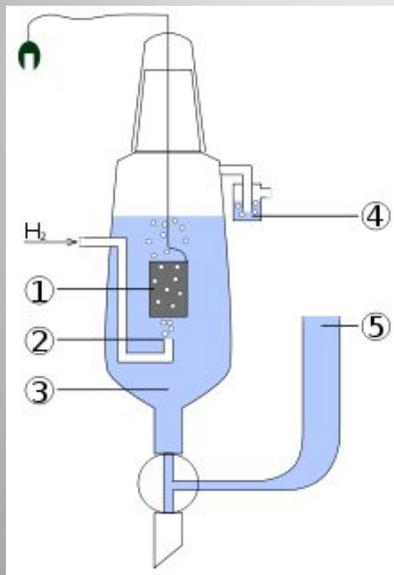
$$\varphi_{\text{ХСЭ}} = \varphi_{\text{ХСЭ}}^{\circ} + 0,059 \cdot \lg a_{Cl^-}$$

В насыщенном растворе KCl при $T = 298 \text{ K}$: $\varphi_{\text{ХСЭ}}^{\circ} = 0,2224 \text{ В}$

Стандартный водородный электрод

Стандартный водородный электрод – электрод, состоящий из платиновой пластинки, покрытой платиновой чернью, опущенной в раствор кислоты с активностью ионов водорода $a_{H^+}=1$, и омываемая газообразным водородом под давлением $p_{H_2}=1$ атм.

Водородный электрод относится к газовым электродам, его стандартный электродный потенциал принимают равным нулю.



- 1- платиновая пластинка
- 2- газообразный водород
- 3 – раствор кислоты (HCl, H₂SO₄)
- 4- водяной затвор
- 5-электролитический мост (конц. р-р KCl)

Схема электрода: Pt|H₂|H⁺

Электродный процесс: $H^+ + 1e^- \rightleftharpoons \frac{1}{2} H_2$

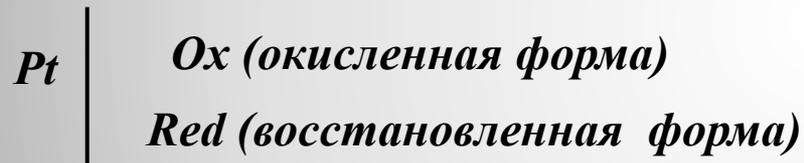
$$\varphi_{H_2/2H^+} = \varphi^\circ_{H_2/2H^+} + \frac{RT}{F} \cdot \ln(a_{H^+}/\sqrt{p_{H_2}}) = \varphi^\circ_{H_2/2H^+} + 0,059 \cdot \lg(a_{H^+}/\sqrt{p_{H_2}})$$

$$\begin{array}{l} pH = - \lg a_{H^+}, \quad \varphi^\circ_{H_2/2H^+} = 0 \\ p_{H_2} = 1 \text{ атмосфера} \quad T = 298 \text{ K} \end{array} \quad \Bigg| \quad \Rightarrow \quad \varphi_{H_2/2H^+} = - 0,059 \cdot pH$$

Окислительно-восстановительные электроды

Окислительно-восстановительная система (Red-Ox система) – раствор, содержащий одновременно окисленную и восстановленную формы вещества

Общая схема электрода:



Электродный процесс:



Инертный металл выполняет роль посредника в процессе переноса заряда между Ox и Red формами вещества

- Pt* - донор электронов по отношению к Ox форме
- Pt* - акцептор электронов по отношению к Red форме

Классификация Red-Ox-электродов

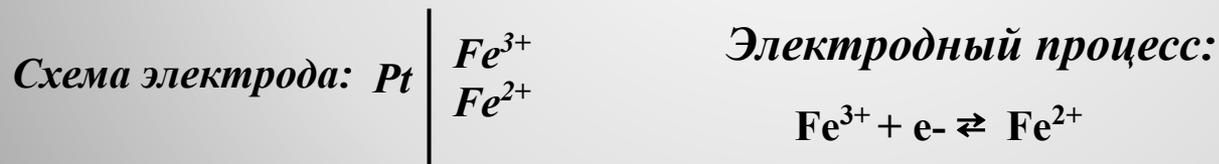
Red-Ox электроды подразделяются на простые и сложные.

Простые Red-Ox электроды – электроды, в которых для осуществления электродной реакции Ox и Red формы обмениваются только электронами.

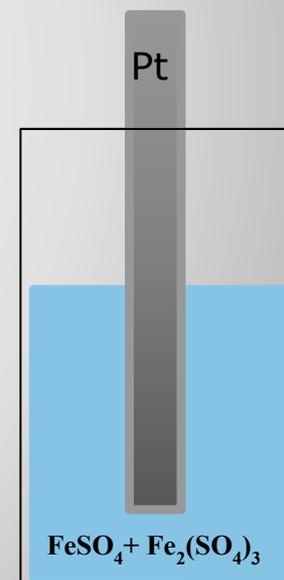
Уравнение Нернста-Петерса:
$$\varphi_{Red/Ox} = \varphi^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{Ox}}{a_{Red}}$$

При $T=298\text{ K}$:
$$\varphi_{Red/Ox} = \varphi^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{a_{Ox}}{a_{Red}}$$

Пример: платиновая пластина, погруженная в раствор сульфата железа (II) и сульфата железа (III)



$$\varphi_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = \varphi^\circ_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{0,059}{1} \lg \left(\frac{a_{Fe^{3+}}}{a_{Fe^{2+}}} \right)$$



Классификация Red-Ох-электродов

Сложные Red-Ох электроды – электроды, в которых для осуществления электродной реакции кроме Ох и Red формы принимают участие ионы среды (H^+ или OH^-)

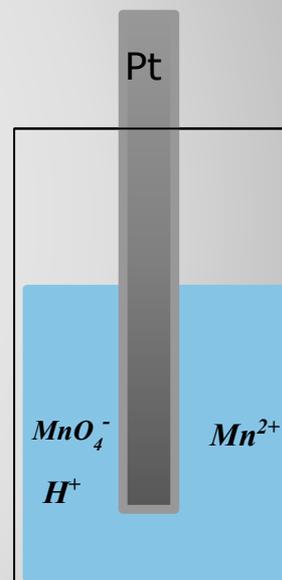
Пример: платиновая пластина, погруженная в раствор, содержащий ионы H^+ , Mn^{2+} и MnO_4^-



Электродный процесс: $MnO_4^- + 8 H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$

В уравнение Нернста-Петерса кроме Ох и Red формы входят ионы среды:

$$\varphi_{MnO_4^-, H^+/Mn^{2+}} = \varphi^{\circ}_{MnO_4^-, H^+/Mn^{2+}} + \frac{0,059}{5} \lg \left((a_{MnO_4^-}) \cdot (a_{H^+})^8 / a_{Mn^{2+}} \right)$$



Электроды сравнения

Водородный электрод имеет сложную конструкцию и его потенциал зависит от трудно контролируемых факторов, поэтому на практике применяют более простые электроды.

Электроды сравнения – электроды, потенциалы которых известны, постоянны и воспроизводимы.

Отличительные особенности электродов сравнения:

- Простота изготовления (доступность)
- Воспроизводимость потенциала
- Низкий температурный коэффициент

Примеры электродов сравнения:

- Хлорсеребряный электрод
- Каломельный электрод

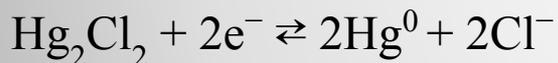
Каломельный электрод

Каломельный электрод – электрод, состоящий из платиновой проволоки, погружённой в каплю ртути, помещённой в насыщенный каломелью (Hg_2Cl_2) раствор хлорида калия определённой концентрации.

Общая схема электрода:



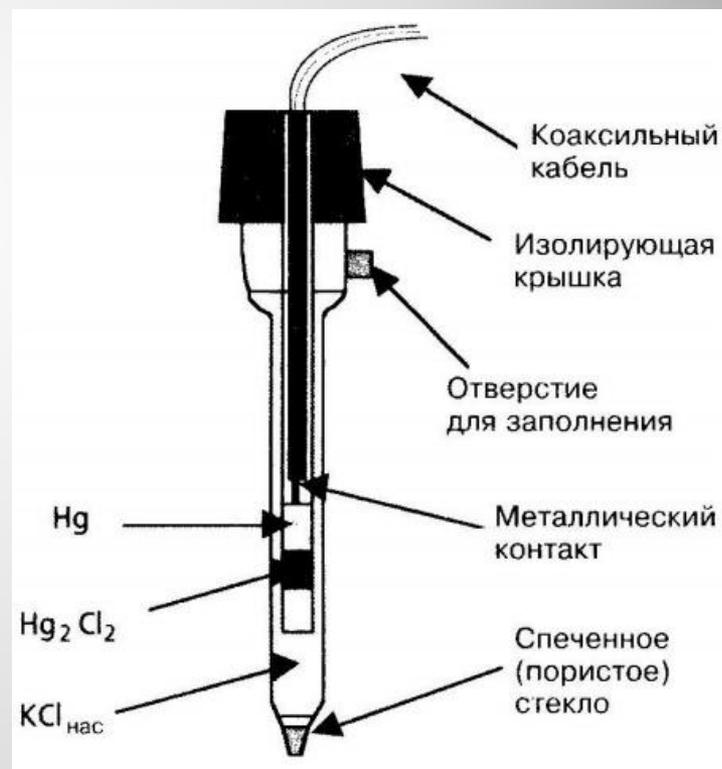
Электродный процесс:



$$\varphi_{\text{КЛМ}} = \varphi_{\text{КЛМ}}^{\circ} + \frac{RT}{F} \ln a_{\text{Cl}^-}$$

В насыщенном растворе KCl при $T = 298 \text{ K}$:

$$\varphi_{\text{КЛМ}}^{\circ} = 0,268 \text{ В}$$



Ионселективные (мембранные) электроды

Ионселективные электроды – электрохимические системы, в которых потенциал определяется процессами распределения ионов между мембраной и раствором. ИСЭ служат для определения концентрации ионов в растворе.

Пример: Стекланный электрод – электрод, состоящий из стеклянной трубки, заканчивающейся шариком из специального стекла. Внутри этой системы наливают 0,1М раствор HCl и помещают ХСЭ.

Стекланный электрод опускают в раствор, рН которого требуется определить, и измеряют потенциал электрода относительно электрода сравнения (обычно относительно второго хлорсеребряного электрода).



$$\varphi_{\text{стк. эл.}} = \varphi_{\text{стк.}}^{\circ} + \frac{RT}{F} \ln a_{\text{H}^+} \quad \varphi_{\text{стк. эл.}} = -0,059 \cdot \text{pH}$$

Каждый стекланный электрод имеет свое значение

$\varphi_{\text{стк.}}^{\circ}$, которое определяют путем калибровки электрода, используя серию растворов с точно известной концентрацией ионов H^+ .

Общая схема электрода:



Электрохимические цепи. Электроды. Решение задач.

Условие: составьте концентрационный элемент с переносом заряда из железных электродов ($\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}$). Запишите схему этого элемента, рассчитайте ЭДС элемента при $T=303$ К, если активности ионов Fe^{3+} равны 1,5 и 0,01 моль/кг.

Дано:

$$\varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}} = -0,036 \text{ В}$$

$$T = 303 \text{ К}$$

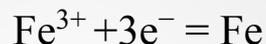
$$a_1 = 0,01 \text{ моль/кг}$$

$$a_2 = 1,5 \text{ моль/кг}$$

$$F = 96500 \text{ Кл/моль}$$

$E = ?$

1. Запишем электродный процесс:



2. Находим значения стандартных электродных потенциалов при заданных условиях, определяем анод и катод гальванического элемента:

$$\varphi_{(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe})1} = \varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}} + \frac{RT}{nF} \ln a_1 = -0,036 + \frac{8,31 \cdot 303}{3 \cdot 96500} \ln 0,01 = -0,076 \text{ В}$$

анод

$$\varphi_{(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe})2} = \varphi^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}} + \frac{RT}{nF} \ln a_2 = -0,036 + \frac{8,31 \cdot 303}{3 \cdot 96500} \ln 1,5 = -0,032 \text{ В}$$

катод

3. Запишем схему элемента: $(-) \text{Fe} | \text{Fe}^{3+}(0,01) || \text{Fe}^{3+}(1,5) | \text{Fe} (+)$

3. Запишем выражение для расчета ЭДС: $E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}} = -0,032 - (-0,076) = 0,044$

Ответ: ЭДС гальванического элемента равна 0,044 В

Электрохимические цепи. Электроды. Решение задач.

Условие: Гальванический элемент составлен из окислительно-восстановительного электрода $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-$, OH^- | Pt, где протекает реакция



с $\varphi^\circ = 0,01$ В и электрода Ni^{2+}/Ni , с $\varphi^\circ = -0,25$ В. Напишите схему гальванического элемента, реакции, протекающие на электродах и суммарную электродную реакцию. Вычислите ЭДС элемента при 293 К, если активности всех ионов равны 0,025 моль/кг.

Дано:

$$\varphi^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 \text{ В}$$

$$\varphi^\circ_{\text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{OH}^-/\text{Pt}} = -0,01 \text{ В}$$

$$T = 293 \text{ К}$$

$$a = 0,025 \text{ моль/кг}$$

$$\text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{OH}^-, \text{Na}^+$$

$$F = 96500 \text{ Кл/моль}$$

$E = ?$

1. Вычисляем значения электродных потенциалов, определяем анод и катод гальванического элемента:

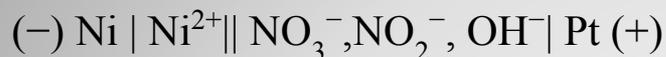
$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = \varphi^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} + \frac{RT}{nF} \ln a = -0,25 + \frac{8,31 \cdot 293}{2 \cdot 96500} \cdot \ln 0,025 = -0,30 \text{ В}$$

$$\begin{aligned} \varphi_{\text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{OH}^-/\text{Pt}} &= \varphi^\circ_{\text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{OH}^-/\text{Pt}} + \frac{RT}{nF} \ln a = -0,01 + \frac{8,31 \cdot 293}{2 \cdot 96500} \cdot \ln 0,025 \\ &= -0,057 \text{ В} \end{aligned}$$

$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,30 \text{ В} < \varphi_{\text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{OH}^-/\text{Pt}} = -0,057 \text{ В} \Rightarrow \text{анод} - \text{Ni}^{2+}/\text{Ni},$$

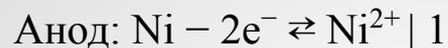
катод – редокс -электрод,

2. Запишем схему гальванического элемента:

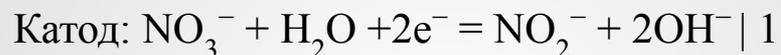


3. Запишем процессы, протекающие на электродах:

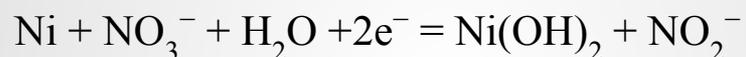
Число электронов,



участвующих в реакции $n=2$



Суммарная реакция:



4. Определяем ЭДС гальванического элемента:

$$E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}} = -0,057 - (-0,30) = 0,24 \text{ В}$$

Ответ: ЭДС гальванического элемента равна 0,24 В

Электрохимические цепи. Электроды. Решение задач.

Условие: как изменится потенциал водородного электрода, опущенного в чистую воду при $T=298\text{ K}$, $p_{H_2}=1\text{ атм.}$, если

а) к 500 мл воды добавить 200 мл 10%-го раствора КОН (1,0904 г/мл)

б) к 200 мл воды добавить 25 мл 0,2 н раствора серной кислоты

Дано:

$$T=298\text{ K}$$

$$p_{H_2}=1\text{ атм}$$

$$\text{а) } V_{H_2O}=500\text{ мл}$$

$$V_{\text{KOH}}=200\text{ мл}$$

$$\omega=0.1$$

$$\rho = 1,0904\text{ г/мл}$$

$$\text{б) } V_{H_2O}=200\text{ мл}$$

$$V_{H_2SO_4} = 25\text{ мл}$$

$$C_H = 0,2\text{ н}$$

$$\Delta\varphi_{H_2/2H^+}=?$$

1. Найдем значение потенциала электрода в чистой воде при $pH=7$:

$$\varphi_{H_2/2H^+} = -0,059 \cdot pH = -0,059 \cdot 7 = -0,413\text{ В}$$

2. Найдем значение pH в растворе КОН:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \quad m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot \rho \cdot V = 0,1 \cdot 200 \cdot 1,0904 = 21,808\text{ г}$$

$$KOH = K^+ + OH^- \quad C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M \cdot V} = \frac{21,808}{56 \cdot 0,7} = 0,556\text{ M}$$

$$pOH = -\lg 0,556 = 0,26 \quad pH = 14 - 0,26 = 13,74$$

3. Найдем значение потенциала электрода в растворе КОН:

$$\varphi_{H_2/2H^+} = -0,059 \cdot pH = -0,059 \cdot 13,74 = -0,81\text{ В}$$

4. Найдем значение, на которое изменился потенциал электрода:

$$\Delta\varphi_{H_2/2H^+} = -0,413 - (-0,81) = 0,40\text{ В}$$

Электрохимические цепи. Электроды. Решение задач.

5. Найдем значение pH в растворе H_2SO_4 : $C_H = \frac{V_{\text{ЭКВ. В-Ва}}}{V_{p-pa}}$

$$V_{\text{ЭКВ.}} = C_H \cdot V = 0,2 \cdot 0,025 = 0,005 \text{ моль-ЭКВ.}$$

так как $H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$, то $V_{\text{ЭКВ.}} = V_{H^+}$

$$V_{p-pa} = 0,025 + 0,2 = 0,225 \text{ л} \quad [H^+] = \frac{V_{H^+}}{V_{p-pa}} = \frac{0,005}{0,225} = 0,022 \text{ М}$$

$$pH = -\lg 0,022 = 1,66$$

6. Найдем значение потенциала электрода в растворе H_2SO_4 :

$$\varphi_{H_2/2H^+} = -0,059 \cdot pH = -0,059 \cdot 1,66 = -0,098 \text{ В}$$

7. Найдем значение, на которое изменился потенциал электрода:

$$\Delta\varphi_{H_2/2H^+} = -0,413 - (-0,098) = 0,03 \text{ В}$$

Ответ: а) 0,40 В б) 0,03 В

Электролиз

Электролиз - окислительно-восстановительное разложение вещества под действием проходящего через него постоянного электрического тока.

Электролиз возможен при двух условиях:

1. Необходимо определенное значение разности потенциалов между электродами, называемое поляризацией.
2. Необходимо наличие электропроводного вещества – проводника II-рода

К отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока присоединяют электрод, на котором будет происходить реакция окисления (анод), предварительно погрузив их в раствор (или расплав) электролита.

При включении электрического тока катионы начинают двигаться к катоду и на нем восстанавливаются. Анионы перемещаются к аноду. Анодные процессы могут происходить по разному в зависимости от материала анода и рода электролита.

Электролиз. Типы анодов

Анодные процессы могут происходить по-разному в зависимости от материала анода

Аноды

```
graph TD; A[Аноды] --> B[Нерастворимые (инертные)]; A --> C[Растворимые (активные)];
```

**Нерастворимые
(инертные)**

Au, Pt, C

Служат передатчиками электронов, являются химически инертными. Окислению подвергаются анионы и нейтральные молекулы среды.

**Растворимые
(активные)**

Zn, Mg, Cr

Происходит окисление материала анода, катионы металла поступают в раствор электролита, электроны - уходят во внешнюю цепь.

Последовательность процессов восстановления на катоде

- При наличии в растворе нескольких типов катионов на катоде в первую очередь восстанавливаются те катионы, которым отвечает наиболее положительное значение электродного потенциала.
- На аноде окисляются анионы с наиболее отрицательным значением потенциала

Электролиз может проходить в растворах или расплавах электролитов.

При электролизе водных растворов электролитов электродные процессы осложняются за счет конкуренции ионов (в электролизе могут участвовать молекулы воды), перенапряжения (поляризации) и вторичных реакций в электродном пространстве.

Последовательность процессов восстановления на катоде

Последовательность	Примечание
В первую очередь из растворов восстанавливаются катионы с потенциалом более положительным, чем у водорода	$Pt^{4+}, Pt^{2+}, Au^{3+}, Ag^+, Hg^{2+}, Cu^{2+}$ При электролизе солей этих катионов идет практически полное восстановление металла, выход по току - 100% или близкая величина.
В растворах, в которых присутствуют катионы металлов с потенциалом, меньшим, чем у водорода, но большим, чем у алюминия, то как правило, протекают два процесса: восстановление металла и восстановление водорода из воды	
В водных растворах, содержащих катионы активных металлов (от лития до алюминия включительно) происходит восстановление водорода из воды.	$2H_2O + 2e^- = 2OH^- + H_2\uparrow$ При концентрации ионов водорода 10^{-7} моль/л, потенциал разложения воды равен $-0,414$ В.

Последовательность процессов окисления на аноде

Последовательность	Примечание
<p>В первую очередь окисляются простые бескислородные анионы (за исключением F^-). Их потенциалы ниже потенциалов окисления гидроксид-ионов и воды.</p>	<p>Cl^-, I^-, Br^-, S^{2-} Окисление происходит в порядке возрастания E^0 аниона, не превышающих 1,5 В.</p>
<p>В отсутствие бескислородных анионов протекает выделение кислорода при окислении гидроксильных групп и воды</p>	<p>$2H_2O - 2e^- = 4H^+ + O_2 \uparrow$ Выделяющийся на аноде атомарный кислород является очень сильным окислителем и вызывает поляризацию электрода, поэтому для окисления воды на аноде необходимо приложение более высокого напряжения (до 1,5 В).</p>
<p>Кислородсодержащие ионы, а также F^- имеют более положительный потенциал, чем потенциал окисления воды и на аноде не окисляются. В их присутствии на аноде происходит окисление воды с выделением кислорода.</p>	<p>CO_3^{2-}, NO_3^-, SO_4^{2-} и др. на аноде окисляются только в расплавах их солей.</p>

Схемы электролиза растворов

Электролит	Электродные процессы
<i>Электролиз с нерастворимым (инертным анодом) Pt, C</i>	
Раствор соли, содержащей катион малоактивного металла и анион бескислородной кислоты	Раствор NiCl_2 Анодный процесс: $2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$ Катодный процесс: $\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $\text{NiCl}_2 = \text{Ni} + \text{Cl}_2\uparrow$
Раствор соли, содержащей катион активного металла и анион бескислородной кислоты	Раствор NaCl Анодный процесс: $2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$ Катодный процесс: $2\text{H}_2\text{O} - 2e^- = 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $2 \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$
Раствор соли, содержащей катион малоактивного металла и анион кислородсодержащей кислоты	Раствор AgNO_3 Анодный процесс: $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$ Катодный процесс: $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $4\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 + \text{O}_2\uparrow$

Схемы электролиза растворов

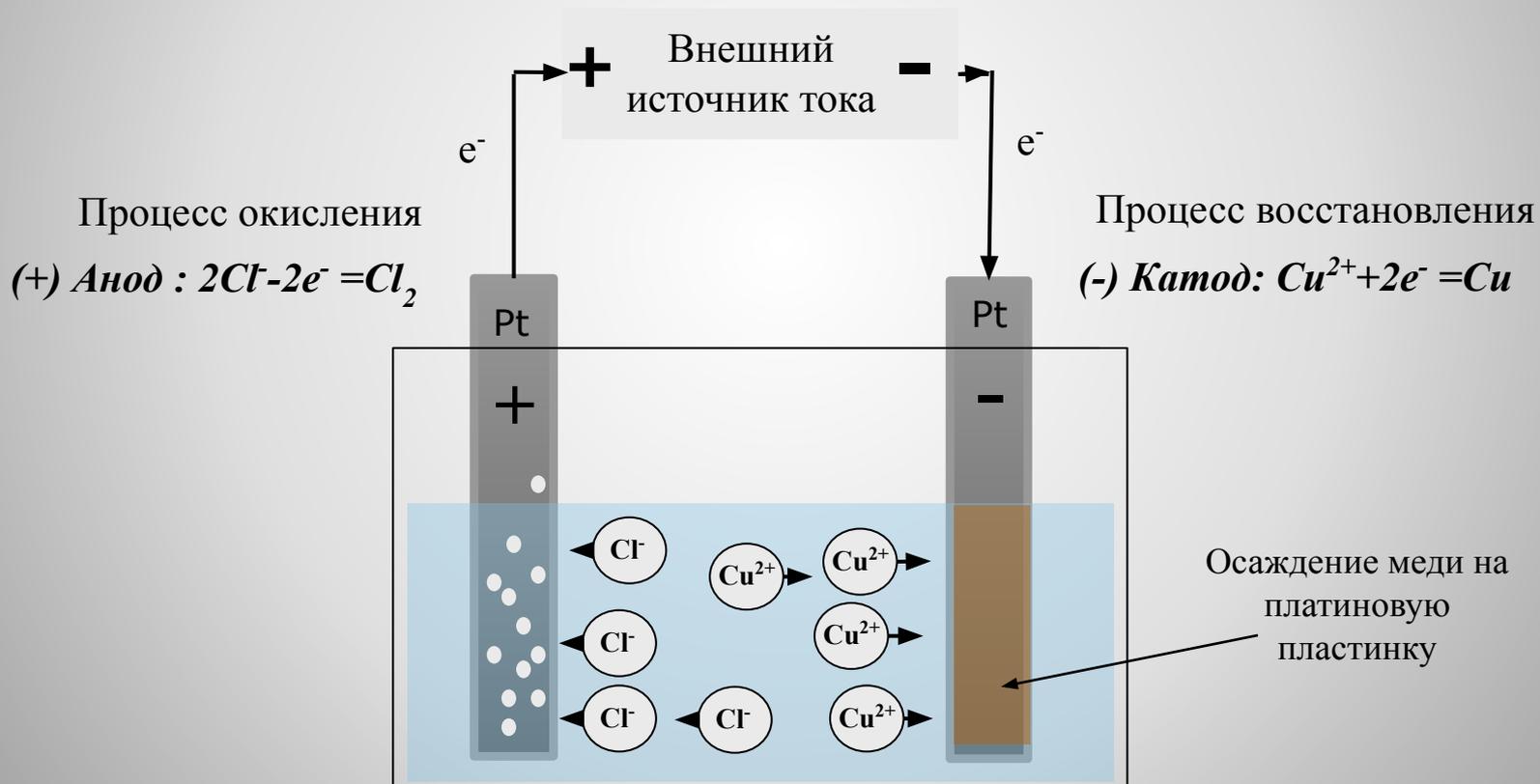
Электролит	Электродные процессы
<i>Электролиз с нерастворимым (инертным) анодом Pt, C</i>	
Раствор соли, содержащей катион активного металла и анион кислородсодержащей кислоты	Раствор K_2SO_4 Анодный процесс: $2H_2O - 2e^- = 4H^+ + O_2$ Катодный процесс: $2H_2O + 2e^- = 2OH^- + H_2\uparrow$ <hr style="width: 50%; margin: 5px auto;"/> $2K_2SO_4 + 6H_2O = 4KOH + 2H_2SO_4 + O_2\uparrow$
<i>Электролиз с растворимым (активным) анодом</i>	
Раствор соли, содержащей катион малоактивного металла и анион бескислородной кислоты, анод цинковый	Раствор $NiCl_2$, анод Zn Анодный процесс: $Zn - 2e^- = Zn^{2+}$ Катодный процесс: $Ni^{2+} + 2e^- = Ni$ <hr style="width: 50%; margin: 5px auto;"/> $NiCl_2 + Zn = Ni + ZnCl_2$

Схемы электролиза расплавов

Электролит	Электродные процессы
<i>Электролиз из расплава с нерастворимым (инертным анодом) Pt, C</i>	
Расплав соли, содержащей катион малоактивного металла и анион бескислородной кислоты	Расплав CuCl_2 Анодный процесс: $2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$ Катодный процесс: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2 \uparrow$
Расплав соли, содержащей катион активного металла и анион бескислородной кислоты	Расплав NaCl Анодный процесс: $2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$ Катодный процесс: $\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $2\text{NaCl} = 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \uparrow$
Раствор соли, содержащей катион активного металла и анион кислородсодержащей кислоты	Раствор K_2SO_4 Анодный процесс: $2\text{SO}_4^{2-} - 4e^- = 2\text{SO}_3 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ Катодный процесс: $\text{K}^+ + e^- = \text{K}$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $2\text{K}_2\text{SO}_4 = 4\text{K} + 2\text{SO}_3 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

Схемы электролиза

Пример электролиза раствора CuCl_2 с нерастворимым платиновым анодом



Законы электролиза

Закон Фарадея: масса вещества, которая выделится на электроде при электролизе, прямо пропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, а также пропорциональна молярной массе эквивалента вещества.

$$m_{расч} = \frac{M_{э} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{M \cdot I \cdot \tau}{nF} \qquad V_{расч} = \frac{V_{э} \cdot I \cdot \tau}{F}$$

$M_{э}$ – молярная масса эквивалента металла, [г/моль]

$V_{э}$ – молярный объем эквивалента газа [л]

M – молярная масса металла, [г/моль]

I – сила тока, [А]

τ – время электролиза, [ч]

n – количество электронов, участвующих в реакции

$F = 96500$ [Кл/моль] или $26,8$ [А·ч] – постоянная Фарадея – количество электричества, необходимое для выделения на катоде одного моля вещества.

Электролиз. Решение задач.

Условие: Какая масса металла выделится на катоде и какой объем газа выделится на аноде при электролизе водного раствора азотнокислого серебра, если ток силой 3А пропускали в течение 25 минут (анод нерастворимый).

Дано:

Раствор AgNO_3

$\tau = 25$ минут = 0,42 ч

$I = 3\text{A}$

$F = 26,8 \text{ A} \cdot \text{ч}$

$m_{\text{Ag}} = ?$

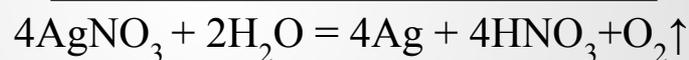
$V_{\text{O}_2} = ?$

1. Запишем уравнения электролиза:

Раствор AgNO_3

Анодный процесс: $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$ $n = 4$

Катодный процесс: $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$ $n = 1$



2. Определяем $M_{\text{эAg}}$ и $V_{\text{эO}_2}$:

$$M_{\text{эAg}} = M_{\text{Ag}} = 108 \text{ г-экв./моль} \quad V_{\text{эO}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{4} = 22,4/4 = 5,6 \text{ (л)}$$

3. Определяем выделившуюся массу серебра:

$$m_{\text{Ag}} = \frac{M_{\text{э}} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{108 \cdot 3 \cdot 0,42}{26,8} = 5,03 \text{ г}$$

4. Определяем выделившийся объем кислорода:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{э}} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{5,6 \cdot 3 \cdot 0,42}{26,8} = 0,26 \text{ л}$$

Ответ: $m_{\text{Ag}} = 5,03 \text{ г}$, $V_{\text{O}_2} = 0,26 \text{ л}$

Электролиз. Решение задач.

Условие: При электролизе водного раствора CuSO_4 , объемом 2 л, на катоде выделилось 60 грамм меди. После электролиза концентрация раствора CuSO_4 стала равной 1,2 н. Найти первоначальную концентрацию раствора. Написать электродные процессы, идущие при электролизе раствора этой соли. Анод угольный.

Дано:

Раствор CuSO_4

$C_{\text{H}_2} = 1,2 \text{ н}$

$m_{\text{Cu}} = 60 \text{ г}$

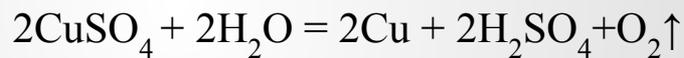
$V = 2 \text{ л}$

$C_{\text{H}_1} - ?$

1. Запишем уравнения электролиза:

Анодный процесс: $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$

Катодный процесс: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$



2. Находим количество меди, выделившееся на аноде:

$$v = \frac{m}{M} = \frac{60}{63,5} = 0,95 \text{ моль}$$

2. Находим количество меди, оставшееся в растворе после электролиза:

$$C_{\text{M}_2} = \frac{v_2}{V}$$

$$C_{\text{M}_2} = \frac{C_{\text{H}_2}}{2} = \frac{1,2}{2} = 0,6 \text{ М}$$

$$\Rightarrow v_2 = C_{\text{M}_2} \cdot V = 0,6 \cdot 2 = 1,2 \text{ моль}$$

Электролиз. Решение задач.

3. Находим количество меди, находившееся в растворе до электролиза:

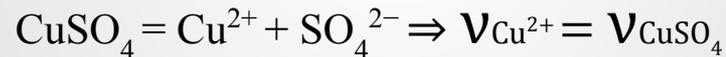
$$v_1 = v_2 + v = 0,6 \cdot 2 = 1,2 + 0,95 = 2,15 \text{ моль}$$

3. Находим количество моль эквивалента меди, находившееся в растворе до электролиза:

$$v_{\text{ЭКВ1}} = v_1 \cdot 2 = 2,15 \cdot 2 = 4,3 \text{ моль-ЭКВ.}$$

4. Находим концентрацию сульфата меди, находившееся в растворе до электролиза.

Изменение объема незначительно, поэтому им можно пренебречь:



$$C_{\text{H}_1} = \frac{v_{\text{ЭКВ1}}}{V} = \frac{4,3}{2} = 2,15 \text{ н}$$

Ответ: $C_{\text{H}_1} = 2,15 \text{ н}$

Литература

1. Лебедев О.А. Конспект лекций по курсу «Химия». – СПб: СПбГЭТУ «ЛЭТИ». – 2007. – 250 с.
2. Физическая химия: учебное пособие / Ю.П. Акулова, С. Г. Изотова, О. В. Проскурина, И. А. Черепкова. – СПб: СПбГТИ (ТУ). – 2016. – 192 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – 2000 г.
4. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для студентов учреждений высшего профессионального образования. – 2011 г.
5. Федотова Г.В., Рахимова О.В., Худоложкин В.Н., Коузова Н.И., Иванов В.Ф., Кириллова С.А., Свинолупова А.С., Альмяшева О.В. Индивидуальные домашние задания по химии: Электронное учебно-методическое пособие. – СПб: СПбГЭТУ «ЛЭТИ». – 2017. – 88 с.

АКТИВНОСТЬ.

Активность (a) – величина, введенная для учета взаимного притяжения ионов в растворе, а также взаимодействия растворенного вещества с растворителем.

Для разбавленных растворов активность равна концентрации: $a = C$.

Для реальных растворов из-за сильного взаимодействия между ионами активность меньше концентрации.

Численно активность равна концентрации, умноженной на коэффициент активности:

$$a = f \cdot C$$

Коэффициент активности (f) – величина, отражающая все имеющиеся в данной системе явления, вызывающие изменение подвижности ионов. В разбавленных растворах от заряда иона z_i и от ионной силы раствора I :

$$f = -0,5z_i^2\sqrt{I}$$

Ионная сила раствора (I) – мера электрического взаимодействия между всеми ионами в растворе. Зависит от заряда иона z_i и концентрации C_i i -го иона в растворе

$$I = 0,5 \cdot \sum_{i=1}^n C_i z_i^2$$

Поляризация и перенапряжение

Поляризация – изменение потенциала электрода при прохождении через него электрического тока.

$$\Delta\varphi = \varphi_i - \varphi_p$$

$\Delta\varphi$ – поляризация, [В]

φ_i – потенциал электрода при прохождении тока, [В]

φ_p – равновесный потенциал электрода, [В]

Различают анодную $\Delta\varphi_a$ и катодную $\Delta\varphi_k$ поляризацию. Изменение потенциала при прохождении электрического тока также называют **перенапряжением**. Иногда термин перенапряжение относят к определенному процессу, например, выделению водорода на катоде (водородное перенапряжение).⁴

Концентрационная поляризация – изменение потенциала электрода вследствие изменения концентрации реагентов в приэлектродном слое при прохождении тока. Изменение концентрации вызывается замедленностью подвода реагентов к электроду или отвода продуктов реакции от электрода.⁴

Электрохимическая поляризация (перенапряжение) – изменение потенциала, обусловленное замедленностью электрохимических стадий реакций.⁴

4. Коровин Н.В. *Общая химия: учебник для студентов учреждений высшего профессионального образования.* – 2011 г., стр. 279-284.