

Электрохимическое равновесие

Гальванический элемент. Электроды.

Уравнение Нернста.

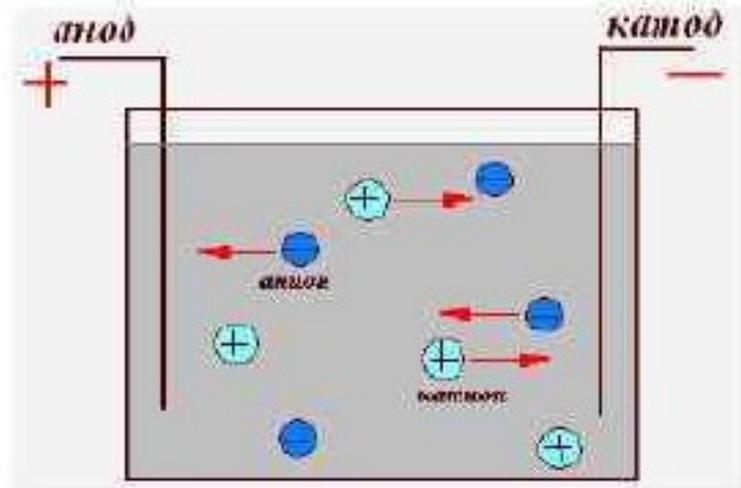
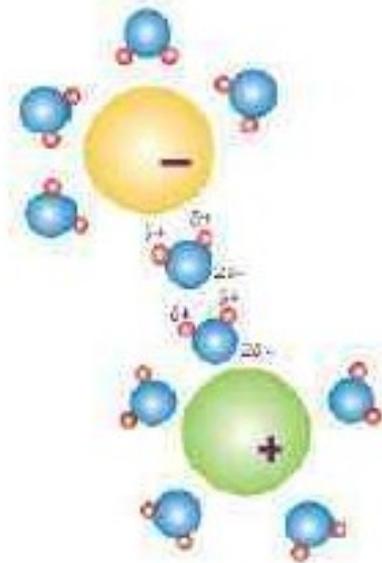
Условия протекания электродных процессов.

Электрохимические процессы

1. Процессы превращения энергии химических реакций в электрическую – гальванические элементы, химические источники тока (ХИТ), батарейки, аккумуляторы.
2. Процессы превращения электрической энергии в энергию химических реакций – электролиз.
3. Электрохимическая коррозия.

Электропроводность растворов электролитов

Сольватированные ионы в растворе находятся в беспорядочном тепловом движении



Если в раствор электролита погрузить два твёрдых электрода, соединённых с источником постоянного тока, движение ионов становится направленным – каждый ион перемещается по направлению к электроду с противоположным знаком заряда

Движение ионов под действием электрического поля называют **миграцией**.

1 Электропроводность растворов электролитов

Факторы, влияющие на скорость движения иона в электрическом поле

- ▶ Размер иона: чем меньше ион, тем он более подвижен. Рассматривая этот фактор, необходимо помнить, что ионы в водном растворе гидратированы, а значит речь идет о размерах *гидратированного иона*. Например, свободный ион Li^+ меньше иона K^+ , однако первый ион обладает меньшей скоростью движения в растворе. Это связано с тем, что он в большей степени гидратирован
- ▶ Заряд иона: скорость движения иона тем больше, чем выше его заряд. Однако, следует иметь в виду, что с увеличением заряда увеличивается степень гидратации, значит, уменьшается подвижность
- ▶ Природа растворителя: чем больше вязкость растворителя, тем большее сопротивление испытывает ион, тем меньше его скорость
- ▶ Напряжённость электрического поля E (т.е. разность потенциалов между электродами U делённая на расстояние между ними l : $E=U/l$).

1 Электропроводность растворов электролитов

Электропроводность растворов электролитов

- ▶ Мерой способности раствора электролита проводить электрический ток является комплексная (общая) электропроводность K (каппа) – величина, обратная полному омическому сопротивлению раствора R
- ▶ Электрическое сопротивление любого проводника R (Ом) может быть рассчитано по формуле:

$$R = \rho \frac{l}{S} \quad (1)$$

ρ – удельное сопротивление, Ом·м

l – расстояние между электродами (длина проводника), м

S – площадь электродов (поперечное сечение проводника), м²

- ▶ Тогда электропроводность равна:

$$K = \frac{1}{R} = \frac{1}{\rho} \cdot \frac{S}{l} \quad \sigma = \frac{1}{R} = \frac{1}{\rho} \cdot \frac{S}{l} \quad (2)$$

- ▶ Единицей измерения электропроводности является Ом⁻¹ или Сименс (См)

$$1 \text{ См} = 1 / \text{Ом.}$$

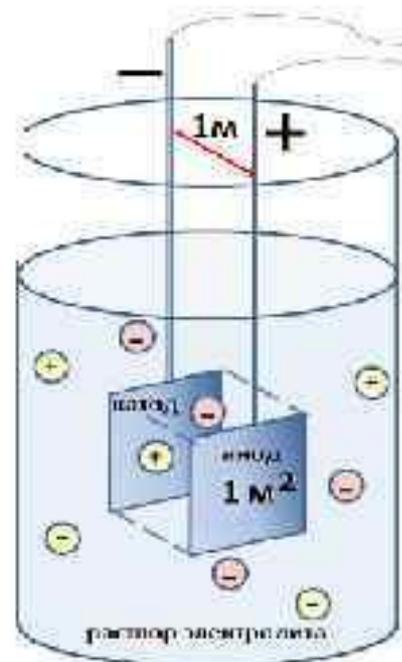
1 Электропроводность растворов электролитов

Электропроводность растворов электролитов

- ▶ **Удельная электропроводность** - проводимость единицы объема раствора, обратно пропорциональна удельному сопротивлению
- ▶ **Удельная электропроводность** (κ , χ) раствора электролита - это электрическая проводимость объёма раствора, заключённого между двумя параллельными электродами площадью 1 м^2 каждый, расположенными на расстоянии 1 м друг от друга

$$\kappa = \frac{1}{\rho} = K \frac{l}{S} = \frac{1}{R} \cdot \frac{l}{S} = C \cdot F \cdot \alpha \cdot \nu \cdot z (u_+ + u_-). \quad (3)$$

- ▶ Единицы измерения:
- ▶ $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$, $\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$, $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$, $\text{См} \cdot \text{см}^{-1}$
- ▶ Удельная электропроводность воды при 298 К $6,33 \cdot 10^{-6} \text{ См/м}$



Зависимость удельной электропроводности от температуры

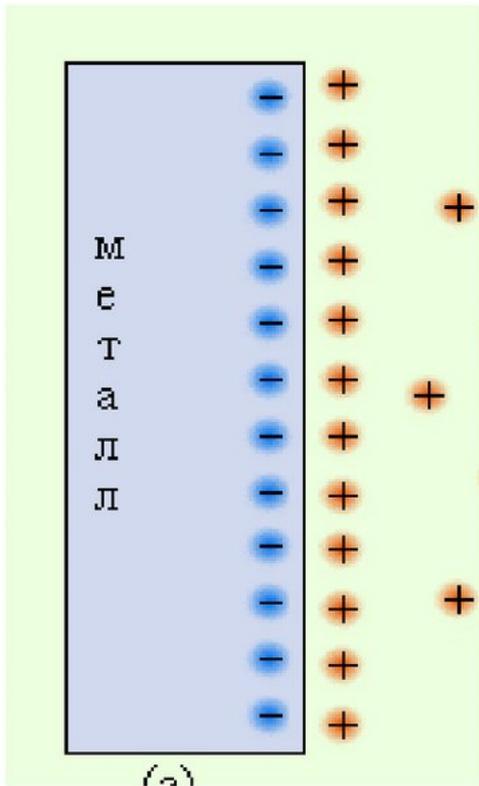
- ▶ При повышении температуры удельная электропроводность растворов электролитов возрастает, что вызвано увеличением скорости движения ионов за счёт понижения вязкости раствора и уменьшения сольватированности ионов

$$\kappa_{T_2} = \kappa_{T_1} [1 + \alpha(T_2 - T_1)]$$

α – температурный коэффициент проводимости

- ▶ Для солей $\alpha \approx 0,02$
- ▶ Это означает, что повышение температуры на один градус приводит к увеличению электропроводности примерно на 2%.
- ▶ Следует отметить, что электрическая проводимость металлов при повышении температуры уменьшается

Электродные потенциалы



При погружении металлы в раствор происходит окисление металла:



Положительно заряженные ионы из раствора притягиваются к отрицательно заряженной поверхности металла.

На границе раздела фаз возможны переходы поверхностных частиц из одной фазы в другую, если это сопровождается уменьшением свободной энергии системы (ΔG).

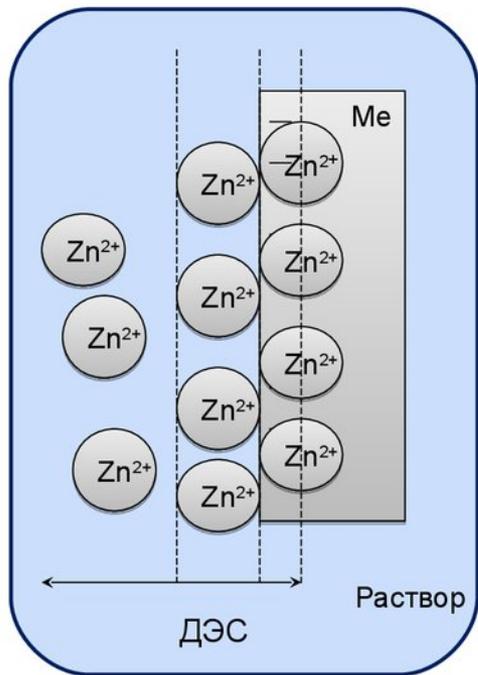
В результате обмена заряженными частицами создается избыток носителей электричества данного знака по одну сторону и их недостаток по другую сторону границы раздела фаз. В результате возникает двойной электрический слой (ДЭС). **Разность зарядов на границе раздела фаз обуславливает скачок потенциала.**

При погружении металла в раствор его одноименной соли, в системе металл – раствор устанавливается равновесие:



Данная реакция называется электродной реакцией.

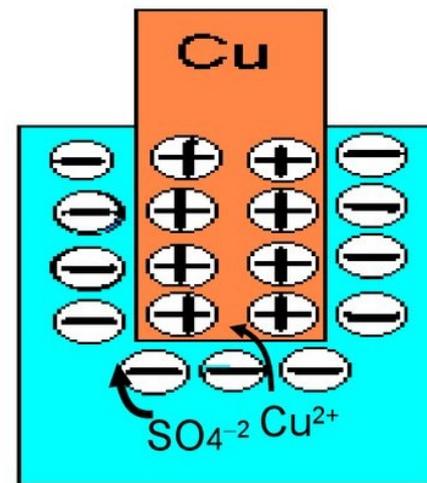
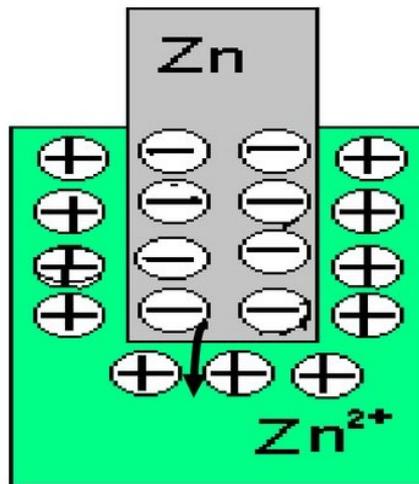
Ионы Me^{n+} – потенциалопределяющими ионами (п. о. и.).



На поверхности раздела фаз образуется ДЭС и возникает скачок равновесного потенциала.

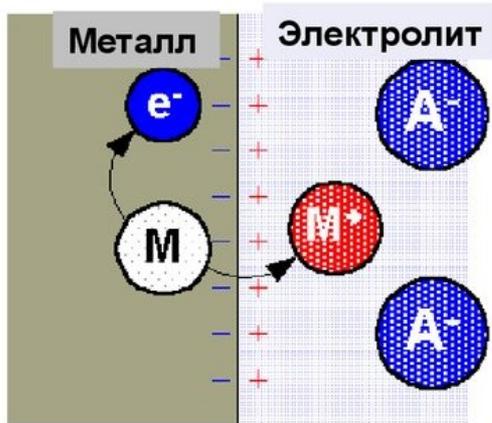
ДЭС образуется:

- а) за счет выхода ионов из металла**
- б) за счет адсорбции ионов на поверхности металла**



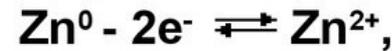
Возможны 2 случая возникновения
электродного потенциала:

1) При погружении **активного металла (Zn)**
в раствор его соли ($ZnSO_4$)

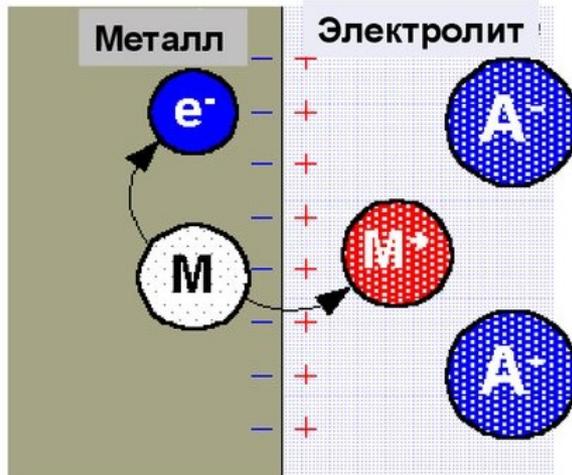


равновесие электродной
реакции смещается влево.

Протекает реакция:



т.к. энергия гидратации ($E_{\text{гидр.}}$)
ионов цинка больше, чем
энергия связи ($E_{\text{св.}}$) этих
ионов в кристаллической
решетке, $E_{\text{гидр.}} > E_{\text{св.}}$



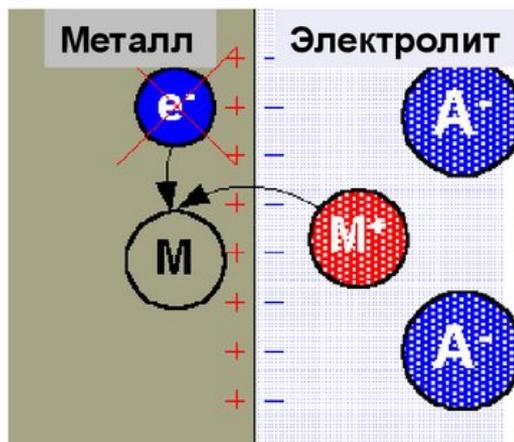
При этом часть ионов
цинка с поверхности
металла переходит в
раствор, поверхность
металла заряжается
отрицательно, а раствор
положительно, то есть на
границе твердая фаза –
раствор формируется ДЭС.

2) При погружении **неактивного металла (Cu)** в раствор его соли (CuSO_4)

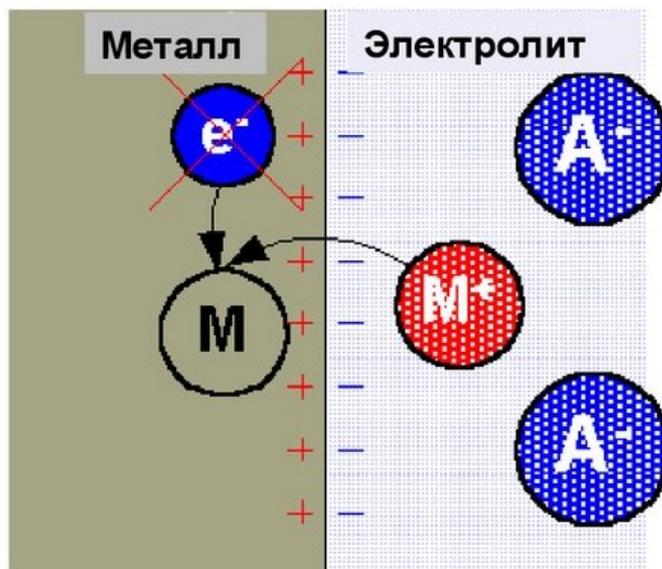
равновесие электродной реакции смещается вправо. На электроде протекает процесс:



В этом случае энергия связи поверхностных ионов в узлах кристаллической решетки больше энергии гидратации ионов меди: $E_{\text{св.}} > E_{\text{гидр.}}$

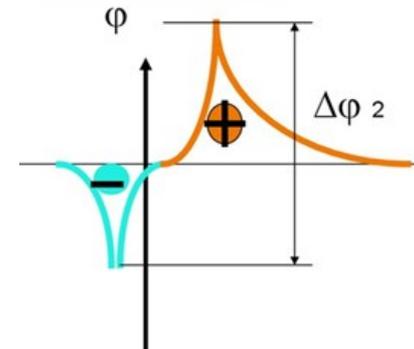
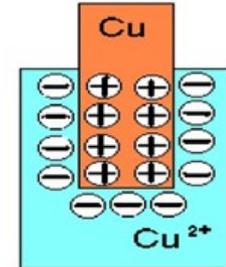
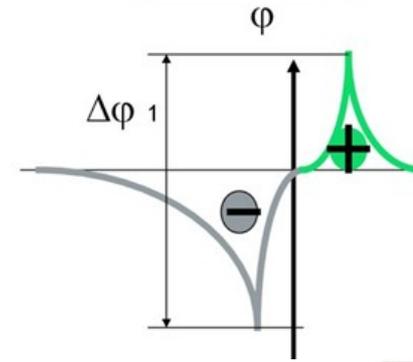
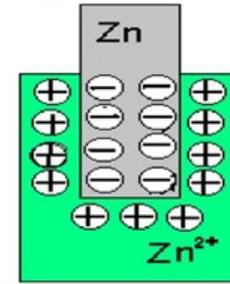
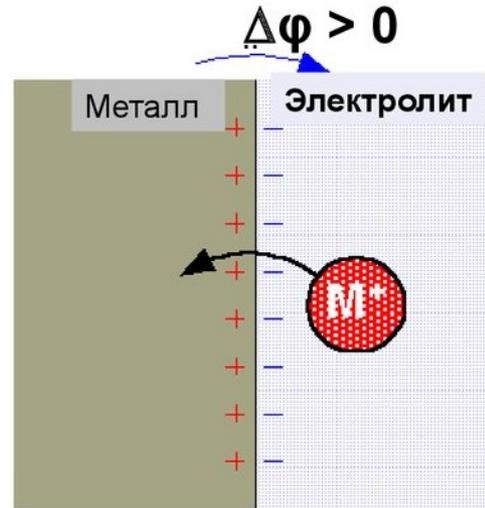
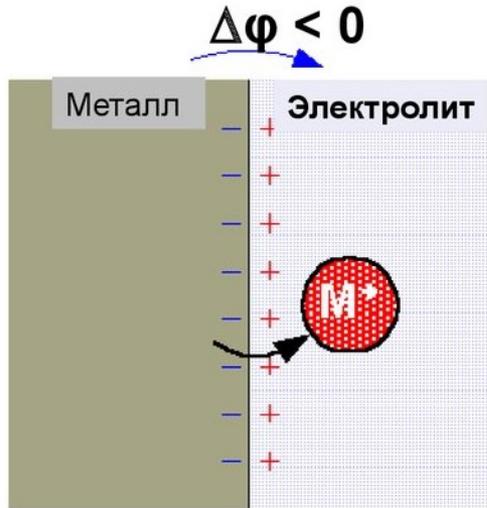


Поэтому часть ионов меди переходит из раствора на пластинку, заряжая ее положительно, раствор при этом заряжается отрицательно; На границе твердая фаза – раствор формируется ДЭС.



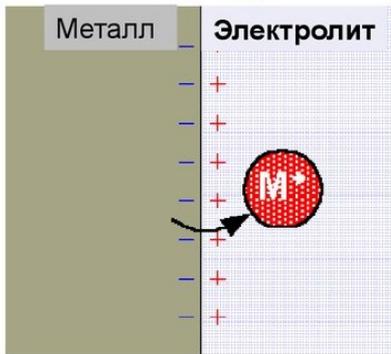
Электродный потенциал

Разность зарядов на границе раздела фаз обуславливает скачок потенциала



Me:	Li	Al	Fe	Pb	H	Ag/AgCl	Cu	Ag	Pt
Au									
ϕ / V	-3.0	отриц.			0	0.222	полож.		
	1.68								

$\Delta\phi < 0$



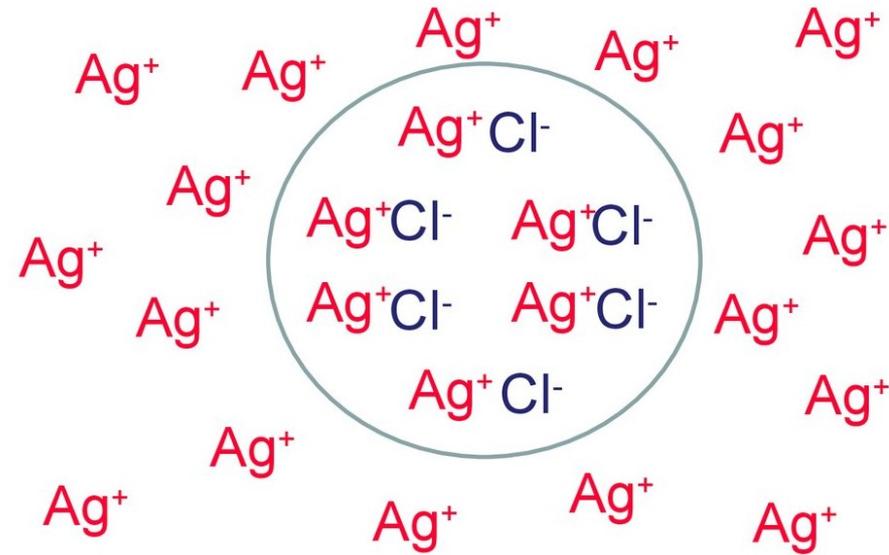
$\Delta\phi > 0$



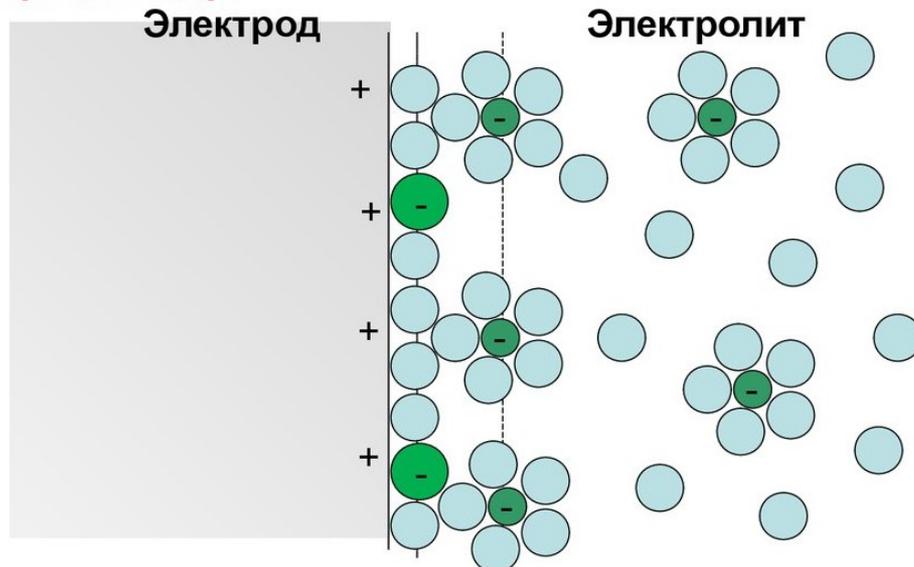
Существуют и другие механизмы возникновения ДЭС, например, процесс адсорбции адсорбата на поверхности адсорбента.

При помещении твердой фазы – хлорида серебра AgCl – в раствор нитрата серебра AgNO_3 на поверхности твердой фазы из раствора адсорбируются те ионы, которые входят в состав кристаллической решетки, а именно ионы Ag^+ .

При этом твердая фаза заряжается положительно, а раствор – отрицательно.



Итак, ДЭС может формироваться за счет различных механизмов, в основе которых лежат реакции осаждения, ионизации, окисления-восстановления, адсорбции и др.



От величины электродного потенциала (φ) зависит величина работы, которая совершается системой при образовании ДЭС. Величину этой работы можно выразить уравнением:

$$A = n \cdot F \cdot \varphi \quad [\text{кДж} \cdot \text{моль}^{-1}], \text{ где}$$

A – работа, которую надо совершить, чтобы перенести заряд с одной фазы на другую, $\text{кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$;

n – число электронов, участвующих в электродной реакции (для металлических электродов совпадает с зарядом иона);

F – число Фарадея = $96487 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$.

В изобарно-изотермических условиях работа равна уменьшению энергии Гиббса:

тогда:

$$A = -\Delta G,$$

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot \varphi$$

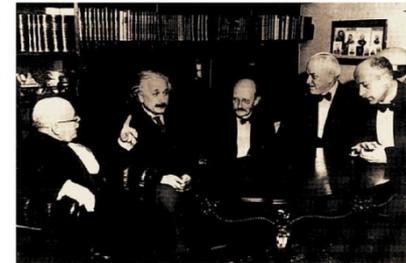
$$\varphi = -\frac{\Delta G}{n \cdot F}$$

Уравнение Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{KAT^+}$$
$$\varphi = \varphi^0 - \frac{RT}{nF} \ln a_{AH^-}$$



Вольтер Герман Нернст



Нернст – Эйнштейн – Планк –
Миллиган – фон Лауэ

φ – электродный потенциал [В],

φ^0 – стандартный электродный потенциал - характеризует природу электрода.

($\varphi = \varphi^0$, если $a_{(п.о.и.)} = 1$ моль · дм⁻³);

R – универсальная газовая постоянная,

n – число электронов в электродной реакции,

F – число Фарадея,

$a_{(п.о.и.)}$ – активная концентрация

потенциалоопределяющих ионов [моль · дм⁻³].

При подстановке констант в выражение и переводе натурального логарифма в десятичный ($\ln = 2,3 \cdot \lg$), с учетом определенной температуры, уравнение Нернста принимает рабочий вид.

Для 298 К уравнение Нернста имеет вид:

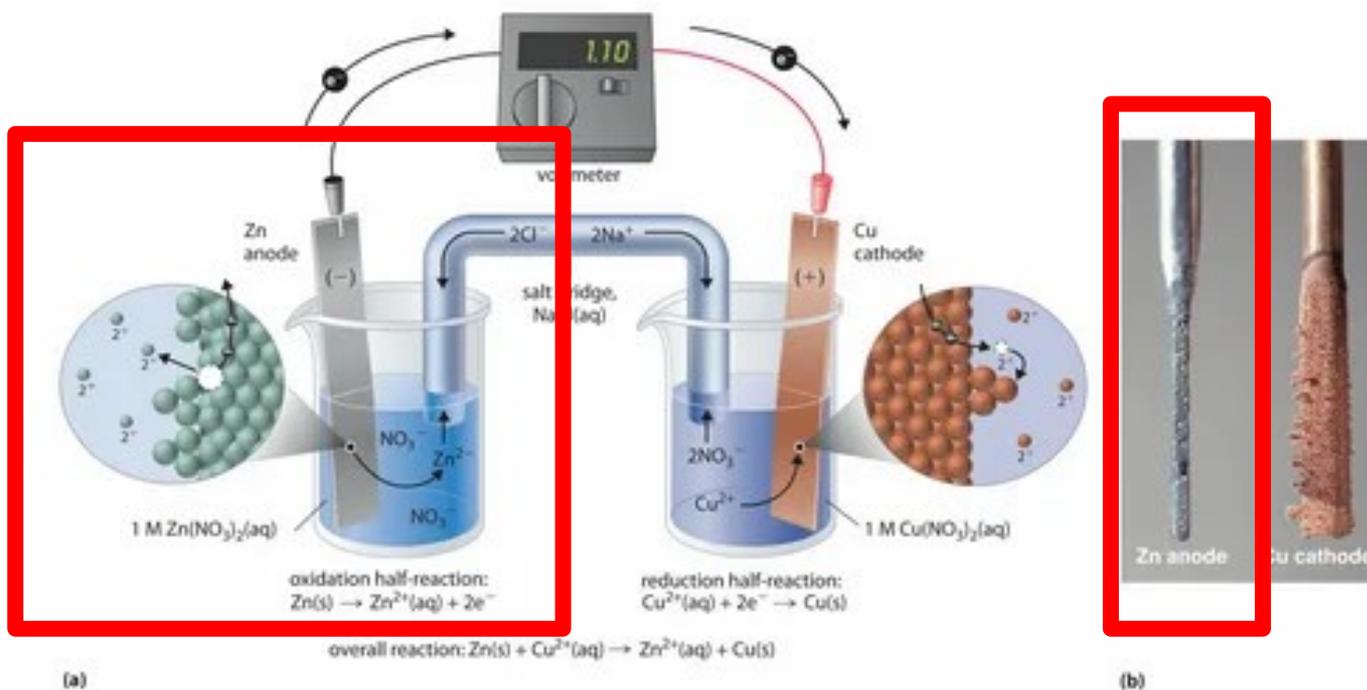
$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{KAT^+}$$

Например, уравнение Нернста для цинкового электрода для 298 К:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} + \frac{0,059}{2} \lg a_{\text{Zn}^{2+}}$$

Для 291 К уравнение Нернста имеет вид:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,058}{n} \lg a_{\text{КАТ}^+}$$



ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА ВЕЛИЧИНУ ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНОГО ПОТЕНЦИАЛА

- 1. Соотношение концентраций - $[Ox] / [Red]$
- 2. Температура
- 3. Ионная сила раствора
- 4. Концентрация ионов водорода
- 5. Побочные реакции комплексообразования и осаднения, приводящие к образованию различных форм компонентов окислительно-восстановительной пары.

Если условия отличаются от стандартных: уравнение Нернста

Для ОВ системы (полуреакции), выражаемой уравнением $Ox + ne \rightleftharpoons Red$

$$E_{ox/red} = E^{\circ}_{ox/red} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{ox}}{a_{red}}$$

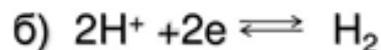
или

$$E_{ox/red} = E^{\circ}_{ox/red} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}}$$

Уравнение Нернста, примеры



$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Cu}^{2+}]$$



$$E_{2\text{H}^{+}/\text{H}_2} = 0 + \frac{0,059}{2} \lg[\text{H}^{+}]^2 = -0,059 \text{pH}$$



$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

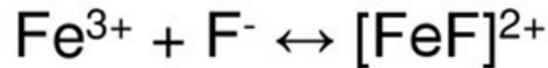


$$E_{\text{NO}_3^{-}/\text{NO}} = E^{\circ}_{\text{NO}_3^{-}/\text{NO}} + \frac{0,059}{3} \lg[\text{NO}_3^{-}][\text{H}^{+}]^4$$

Реальный потенциал с учетом побочных реакций комплексообразования

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = E^{\circ}_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

Ион Fe^{3+} образует ряд комплексных соединений с ионом F^- :



$$\beta = \frac{[[FeF]^{2+}]}{[Fe^{3+}][F^-]} \quad \longrightarrow \quad [Fe^{3+}] = \frac{[[FeF]^{2+}]}{\beta[F^-]}$$

$$\text{При } [FeF]^{2+} = [F^-] = 1 \text{ М} \quad [Fe^{3+}] = \frac{1}{\beta}$$

$$E^{\circ'}_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = E^{\circ}_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{0,059}{1} \lg \frac{1}{\beta}$$

С учетом побочных реакций комплексообразования в общем случае:

Если в комплекс связана окисленная форма:

$$E^{o'}_{Ox/Red} = E^o_{Ox/Red} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{1}{\beta_{OxL}}$$

Если в комплекс связана восстановленная форма:

$$E^{o'}_{Ox/Red} = E^o_{Ox/Red} + \frac{0,059}{n} \lg \beta_{RedL}$$

Если в комплекс связаны обе формы:

$$E^{o'}_{Ox/Red} = E^o_{Ox/Red} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{\beta_{RedL}}{\beta_{OxL}}$$

Измерение величины электродных потенциалов. Гальванические цепи

Электродный потенциал нельзя измерить непосредственно. Можно измерять только разность потенциалов или электродвижущую силу (E).

Для этого необходимо собрать гальваническую цепь из двух электродов.

Гальванический элемент - это электрохимическая система, состоящая из двух электродов любого типа и в которой самопроизвольно протекает окислительно-восстановительная реакция, энергия которой преобразуется в электрическую энергию.

Гальванические элементы - химические источники тока!

Гальванические элементы:

✓ **электрохимические** - источником электрической энергии является химическая реакция.

✓ **концентрационные** - источником электрической энергии служат процессы выравнивания концентраций растворов.

Схема гальванической цепи:



Правило «правого плюса»:

справа записывают более положительный электрод (катод), слева – более отрицательный (анод).

На катоде происходит процесс восстановления, на аноде – окисления.

Медно–цинковый гальванический элемент

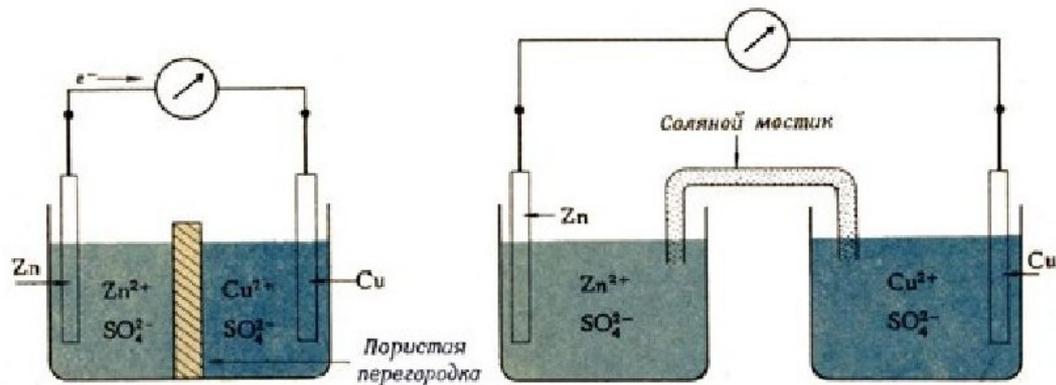


Схема гальванической цепи



| - граница раздела ТВ-

|| - граница раздела Ж-Ж

Ж

Расчет ЭДС гальванического элемента

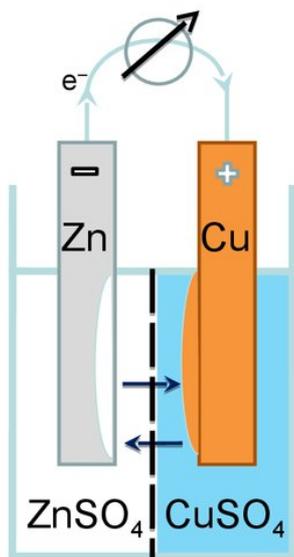
Электродвижущая сила (E) –

это разность электродных потенциалов катода и анода в разомкнутом ГЭ.

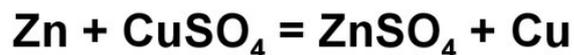
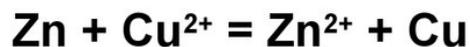
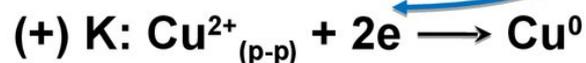
$$E = \varphi_{(+)} - \varphi_{(-)}$$

$$E > 0 \text{ Г В 1}$$

Гальванический элемент Якоби-Даниэля без переноса



электродные процессы:



Краткая схема Г.Э.:



Анод - Zn - окисление

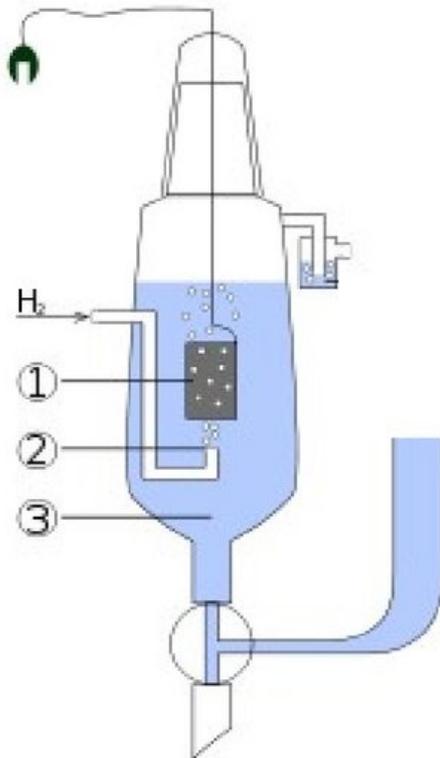
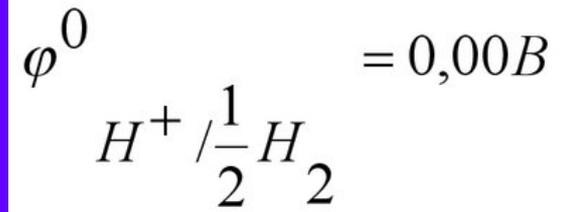
Катод - Cu - восстановление



ЭДС:

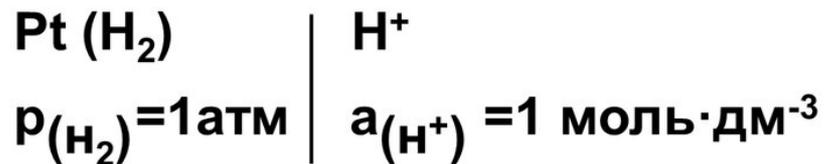
$$E = \varphi_{\text{K}} - \varphi_{\text{A}} = (+0.31) - (-0.82) = 1.13 \text{ В}$$

Для измерения стандартных электродных потенциалов собирают гальваническую цепь, состоящую из исследуемого электрода и стандартного водородного электрода, потенциал которого условно принят за 0 В.

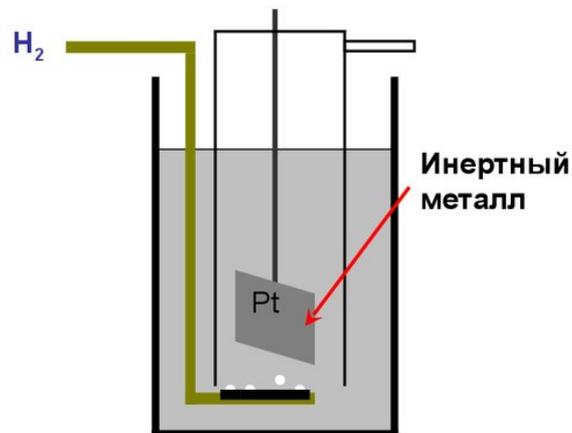
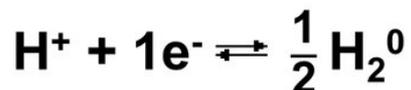


Нормальный водородный электрод состоит из черненой платиновой пластинки (1), насыщенной газообразным водородом (2) при давлении 1 атм (101,3 кПа), и опущенной в раствор кислоты (3) с активностью $a_{(H^+)} = 1 \text{ моль} \cdot \text{дм}^{-3}$.

Схема нормального водородного электрода:



Электродная реакция:



Уравнение Нернста для нормального водородного электрода:

$$\varphi_{\text{H}^+ / 1/2\text{H}_2} = \varphi^0_{\text{H}^+ / 1/2\text{H}_2} + \frac{0,059}{1} \lg a_{\text{H}^+}$$

Так как $\varphi^0_{\text{H}^+ / 1/2\text{H}_2} = 0 \text{ В}$, тогда

$$\varphi_{\text{H}^+ / 1/2\text{H}_2} = 0,059 \lg a_{\text{H}^+}$$

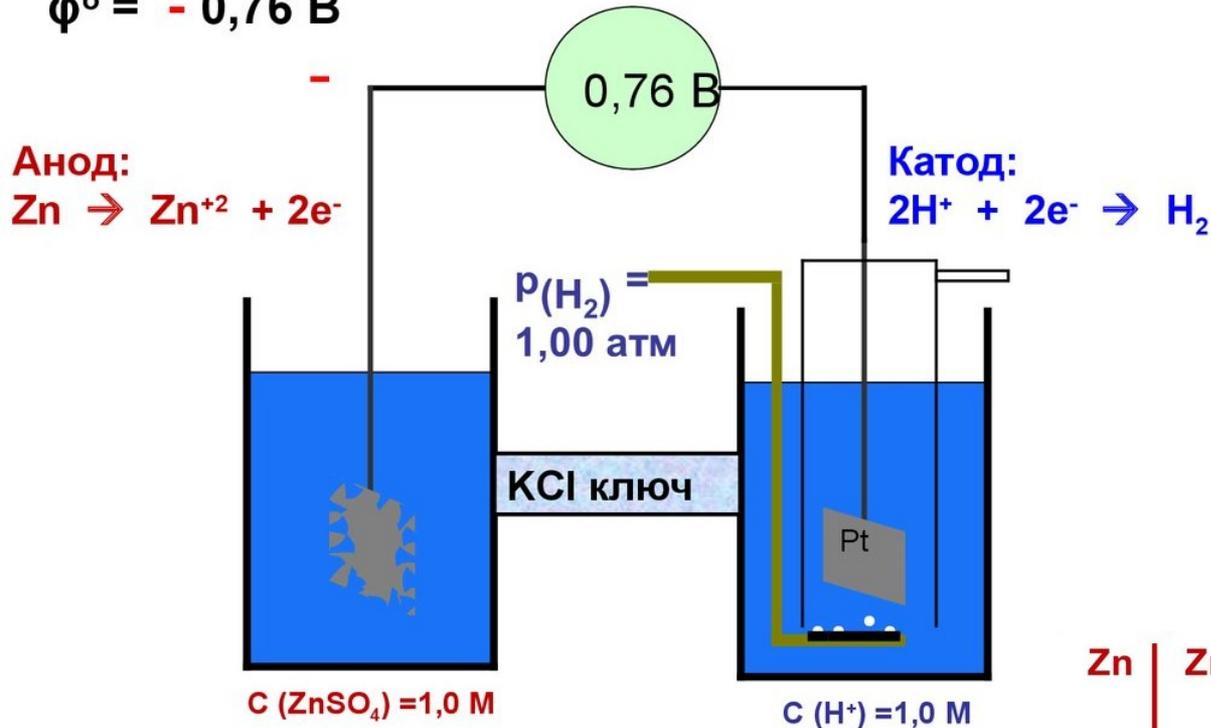
Так как $pH = -\lg a_{\text{H}^+}$,

тогда

$$\varphi_{\text{H}^+ / 1/2\text{H}_2} = -0,059 \text{ pH}$$

Пример с цинковым электродом

$$\varphi^{\circ} = -0,76 \text{ В}$$



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

$$\varphi^{\circ}_{\text{H}^+/1/2 \text{H}_2} = 0 \text{ В}$$

$$E = \varphi^{\circ}_{\text{H}^+/1/2 \text{H}_2} - \varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0,76 \text{ В}$$

Пример: цепь с медным электродом:



$$\varphi^0_{\text{H}^+ / 1/2 \text{H}_2} = 0 \text{ В}$$

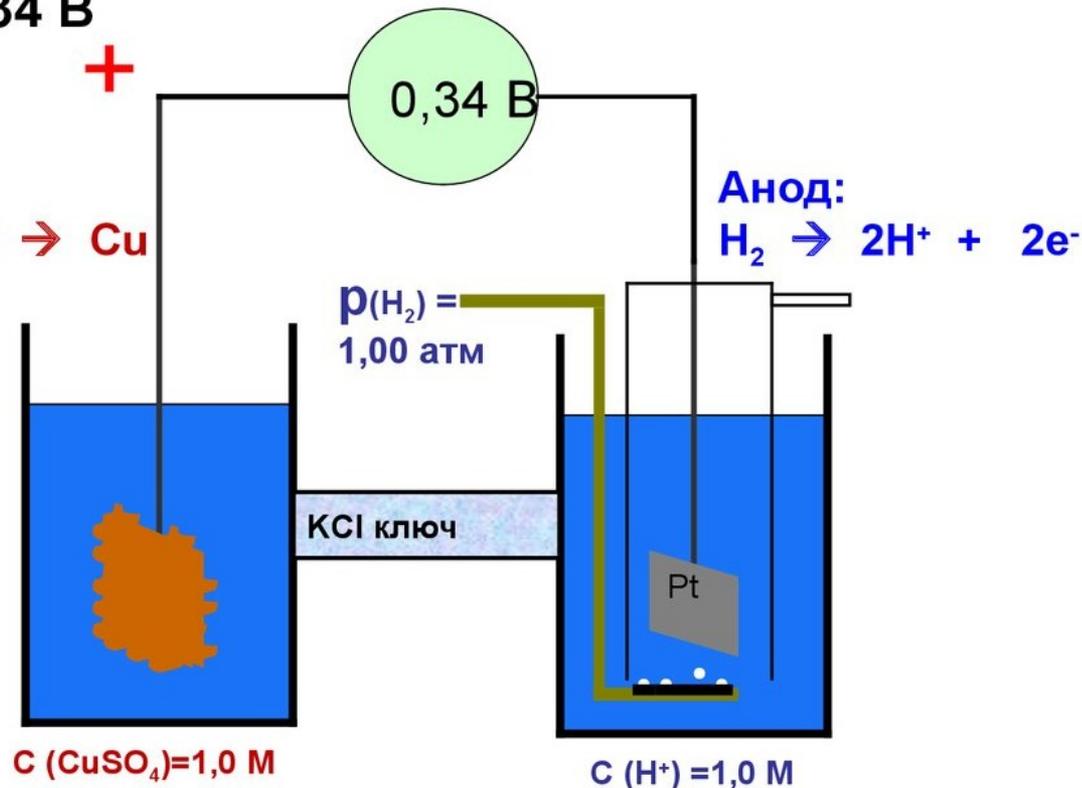
$$\varphi^0_{\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}} = 0,34 \text{ В}$$

$$E = \varphi^0_{\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}} - \varphi^0_{\text{H}^+ / 1/2 \text{H}_2} = 0,34 \text{ В}$$

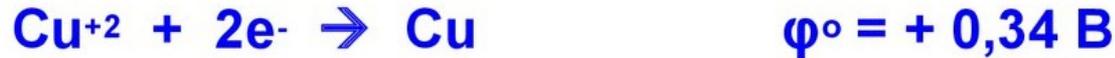
$$\varphi^0 = + 0,34 \text{ В}$$

Катод:
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Анод:
 $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$



Металлы располагают в порядке снижения их активности в электрохимический ряд напряжений металлов.



Увеличение активности

Электрохимический ряд напряжений металлов



Уменьшение химической активности металла

Увеличение электродного потенциала

Усиление окислительных свойств

Типы электродов

```
graph TD; A[Типы электродов] --- B[Электроды I рода]; A --- C[Электроды II рода]; A --- D[Окислительно-восстановительные электроды];
```

Электроды I рода

Электроды II рода

Окислительно-
восстановительные
электроды

Электрод I рода

представляет собой металл, погруженный в раствор соли, содержащей ионы этого же металла:

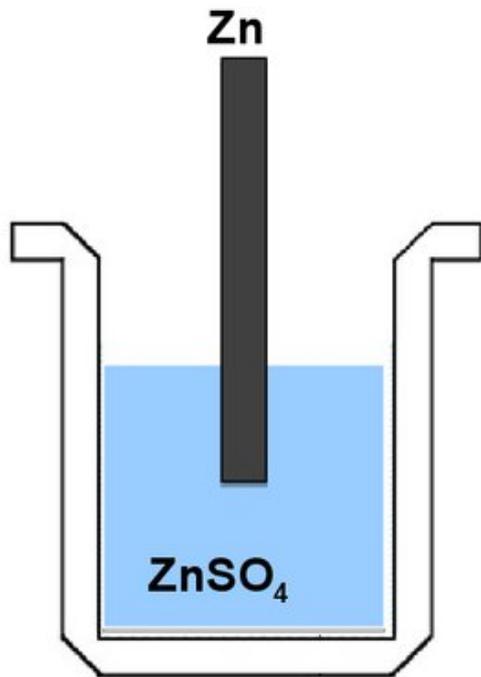


Схема электрода: $Zn^{2+} | Zn$

Электродная реакция:

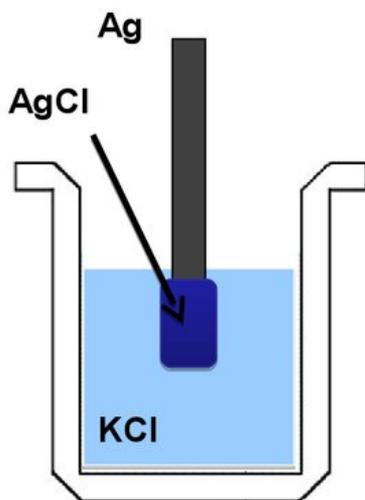


Уравнение Нернста:

$$\varphi_{Zn^{2+} / Zn} = \varphi^{\circ}_{Zn^{2+} / Zn} + \frac{0,059}{2} \lg a_{Zn^{2+}}$$

Электрод II рода

система, в которой металл покрыт слоем труднорастворимой соли и погружен в раствор, содержащий анионы этой соли.

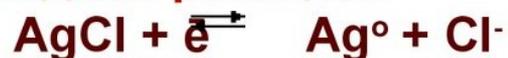


Хлорсеребряный электрод (ХСЭ)

сравнения представляет собой серебряную проволоку, покрытую слоем хлорида серебра и опущенную в насыщенный раствор хлорида калия.

Схема электрода: $\text{Ag, AgCl} \mid \text{Cl}^-$

Электродная реакция:



Уравнение Нернста:

$$\varphi_{x-c} = \varphi^0_{x-c} - 0,059 \lg a_{\text{Cl}^-}$$

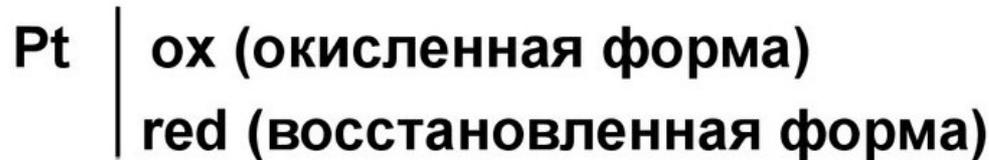
В насыщенном растворе KCl при температуре 298 К $\varphi_{x-c} = 0,2222$ В.



Окислительно-восстановительный электрод

Раствор, содержащий одновременно окисленную и восстановленную формы вещества, называют окислительно-восстановительной (red-ox) системой.

Инертный токопроводящий металл (например, платина или иридий), погруженный в red-ox систему, образует red-ox-электрод.



Электродная реакция:



Инертный металл выполняет роль посредника в осуществлении переноса электронов между окисленной и восстановленной формами вещества, являясь донором или акцептором электронов (донором – по отношению к окисленной форме, акцептором – по отношению к восстановленной форме).

Red-ox-электроды делятся на простые и

СЛОЖНЫЕ.

В простых электродах для осуществления электродной реакции ox и red формы обмениваются только электронами.

Уравнение Нернста-Петерса:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{ox}}{a_{red}}$$

Уравнение Нернста-Петерса для T 298 K:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{a_{ox}}{a_{red}}$$

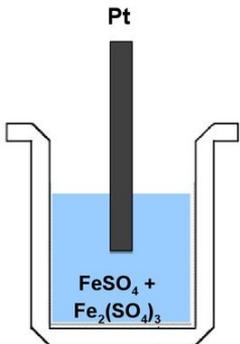


Схема электрода: Pt | Fe³⁺, Fe²⁺

Электродная реакция:
Fe³⁺ + 1e⁻ ⇌ Fe²⁺

Уравнение Нернста-Петерса:

$$\varphi_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = \varphi^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} + \frac{0,059}{1} \lg \frac{a_{Fe^{3+}}}{a_{Fe^{2+}}}$$

Если $\frac{a_{ox}}{a_{red}} = 1$, тогда $\varphi = \varphi^0$

В сложных электродах в осуществлении электродной реакции помимо окисленной и восстановленной форм принимают участие ионы среды (H⁺ или OH⁻).

Схема сложного электрода:

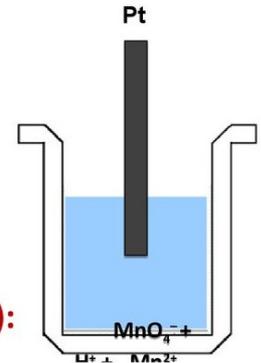
Pt | MnO₄⁻, H⁺
Mn²⁺

Электродная реакция:



Уравнение Нернста-Петерса (T = 298K):

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



Таким образом, в уравнение Нернста-Петерса для сложного red-ox электрода, помимо концентраций окисленной и восстановленной форм, входит концентрация ионов среды.

Типы электродов по назначению

```
graph TD; A[Типы электродов по назначению] --- B[Электроды сравнения]; A --- C[Электроды определения];
```

Электроды сравнения

Электроды
определения

Электроды сравнения

Водородный электрод сложен по конструкции и его потенциал зависит от трудно контролируемых факторов, поэтому на практике применяют более простые электроды.

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

В медико-биологических исследованиях в качестве электрода сравнения широко используют хлорсеребряный электрод.

В насыщенном растворе KCl при температуре 298 К $\varphi_{х-с} = 0,2222$ В.

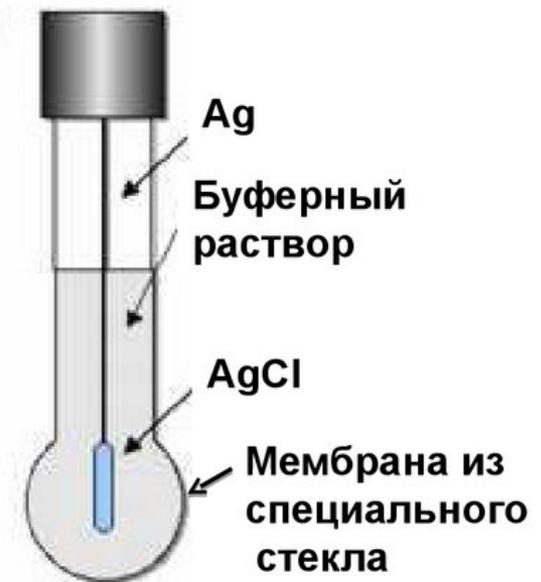


Электроды определения (мембранные электроды)

Основные требования к электродам определения - *специфичность, селективность, высокая чувствительность к концентрации определенных ионов.*

Наиболее распространенным электродом определения является стеклянный электрод.

Он состоит из стеклянной трубки, заканчивающейся шариком из специального стекла. Внутри этой системы наливают буферный раствор и для токоотвода помещают хлорсеребряный электрод.



Стеклянный электрод

Потенциал, возникающий на х.с. электроде, остается постоянным и не влияет на потенциал, возникающий между поверхностью стекла и исследуемым раствором.

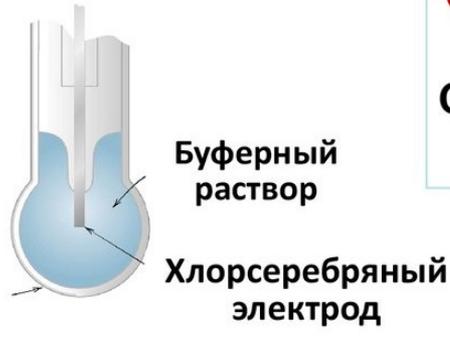


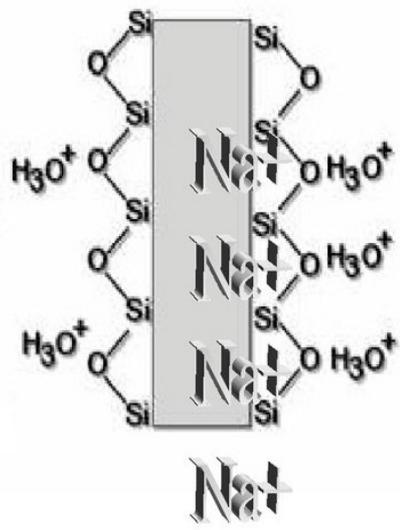
Схема электрода:

Стекл. эл. | a_{H^+} - ?

При помещении стеклянного электрода в раствор в поверхностный слой стекла из раствора интенсивно проникают ионы водорода, вытесняя ионы Na^+ или Li^+ , содержащиеся в стекле.

Ионы водорода распределяются между стеклом и раствором и на границе раздела фаз возникает разность потенциалов.

Т. к. переход ионов водорода в стекло зависит от концентрации их в растворе, то ***потенциал стеклянного электрода зависит от pH раствора.***



Стеклянный электрод перед использованием вымачивают не менее суток в дист. воде или слабом растворе HCl.

Набухшая стеклянная плёнка представляет собой твёрдый буферный раствор кремниевой кислоты и её солей.

Стеклянный электрод

Концентрацию ионов водорода в стекле можно считать постоянной, а уравнение Нернста для стеклянного электрода имеет вид:

$$\varphi_{\text{стекл}} = \varphi_{\text{стекл}}^0 + 0,059 \lg a_{\text{H}^+}$$

$$\varphi_{\text{стекл}} = \varphi_{\text{стекл}}^0 - 0,059 \text{pH}$$

Ионоселективные электроды

Это электроды, проявляющие селективное действие относительно тех или иных ионов.

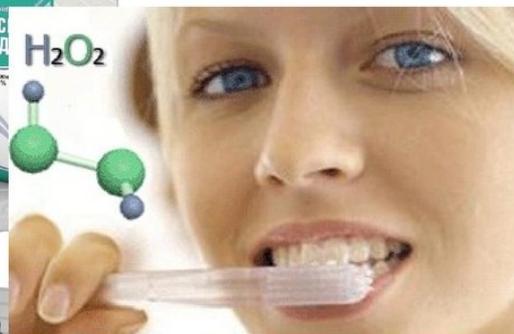
С их помощью стало возможным наблюдать за изменением ионного состава биологических жидкостей в динамике, а также получать информацию о внутриклеточном изменении концентрации ионов Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Cl^- и т.д.



В настоящее время число ионоселективных электродов с четко выраженной селективностью к определенным ионам составляет более 20, например калиевый электрод, натриевый электрод и др.

Медико-биологическое значение темы

Свойства фармацевтических препаратов находятся в непосредственной связи с их окислительно-восстановительными свойствами. Так, многие антисептические и дезинфицирующие средства являются сильными окислителями.

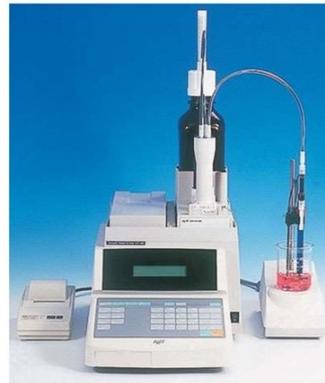


Пара электродов для измерения рН

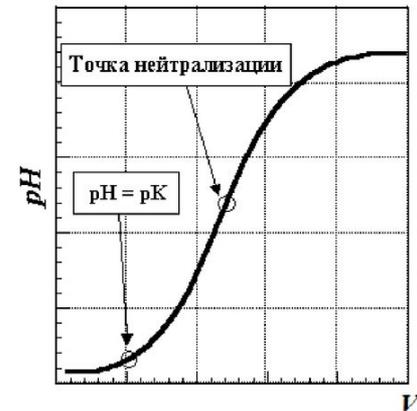
- Хлорсеребряный
- Стекланный



Потенциометрическое титрование.



Потенциометр



Биопотенциалы различных органов

- ЭКГ - электрокардиография
- ЭЭГ - электроэнцефалография
- ЭМГ - электромиография
- ЭОГ - электроокулография



ЭЭГ

