

# ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ

## ЛЕКЦИЯ №2

Схема процесса электрохимической коррозии. Электродный потенциал металла. Двойной электрический слой. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента. Стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов.

Электрохимическая коррозия – самопроизвольное разрушение металлических материалов вследствие их электрохимического взаимодействия с окружающей, электролитически проводящей средой.

□ анодный процесс - ионизация атомов металла с образованием гидратированных ионов металла в растворе электролита и свободных электронов на анодных участках в металле



□ процесс переноса электронов в металле от зон анодной реакции и участками, на которых термодинамически и кинетически возможен катодных процесс (процесс перетока электронов в металле от анодных к катодным участкам и соответствующего перемещения ионов в электролите)

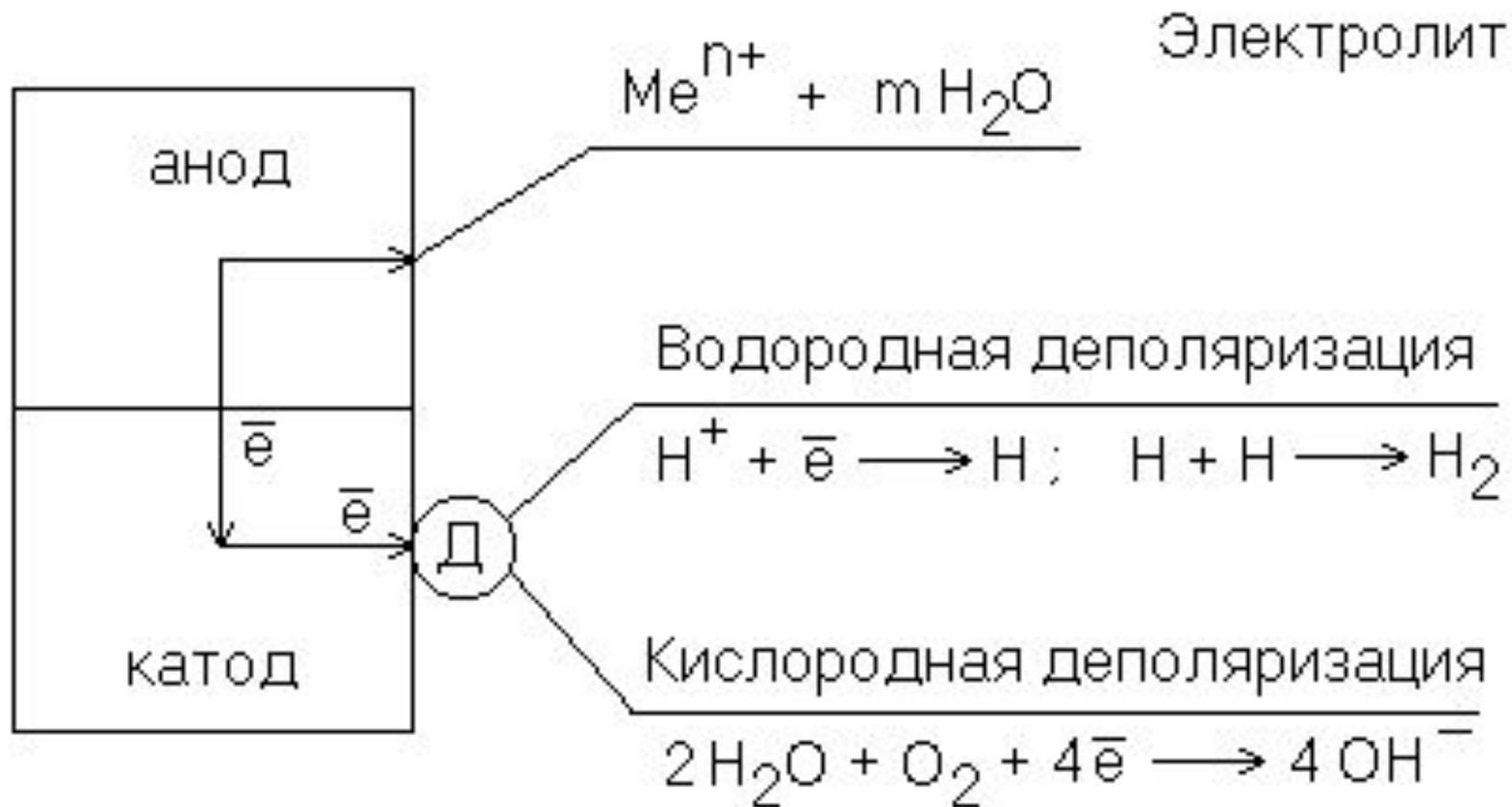


□ процесс подвода окислителя-деполяризатора к катодным зонам

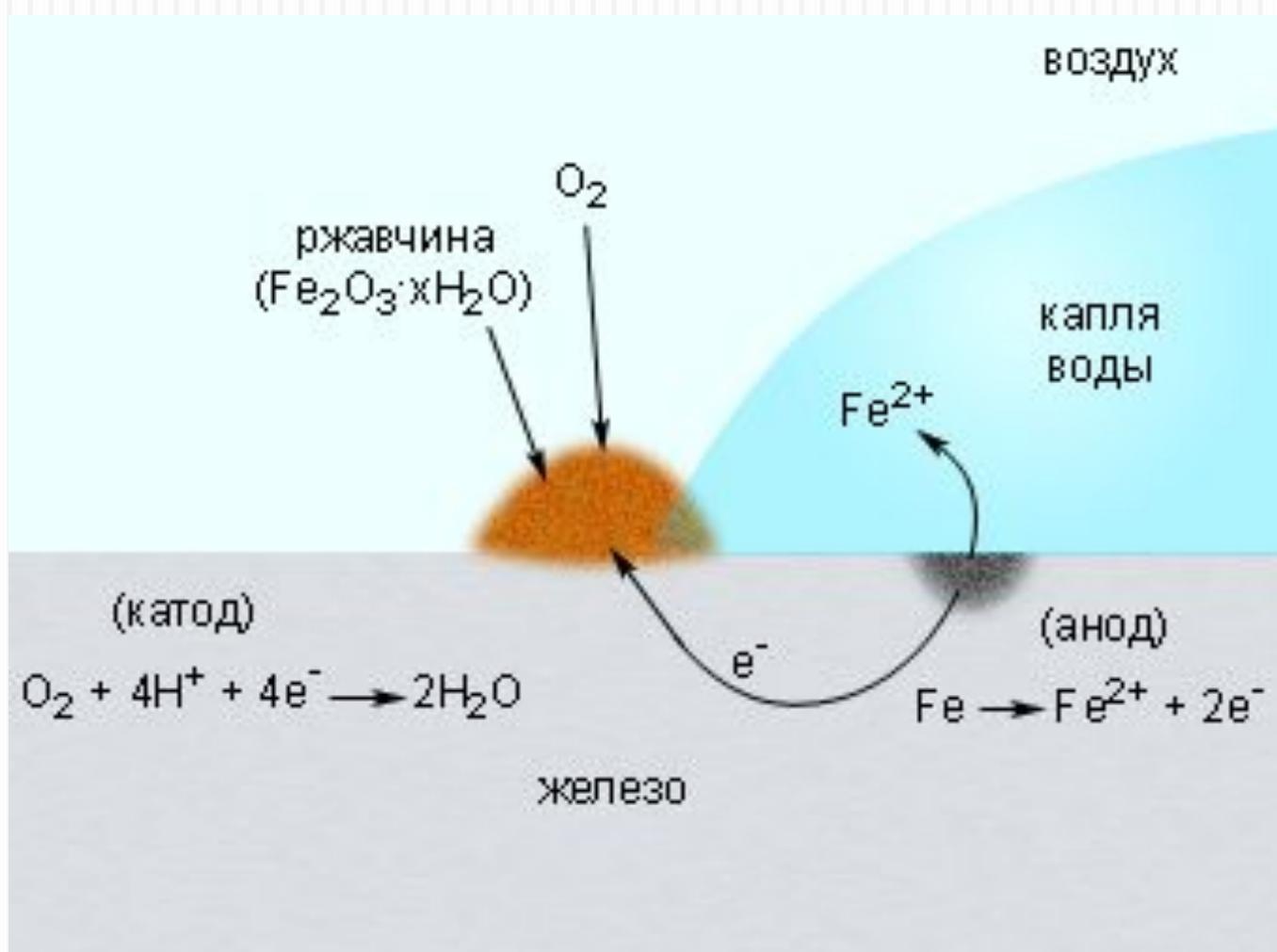
□ катодный процесс - присоединения (ассимиляции) электронов какими - либо молекулами или ионами раствора (деполяризаторами), способными восстанавливаться на катодных участках:



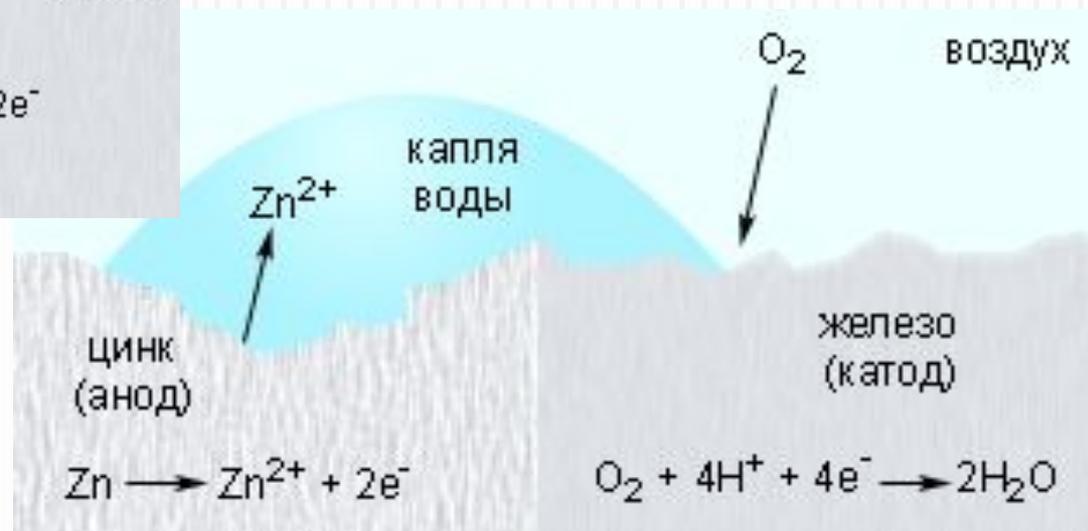
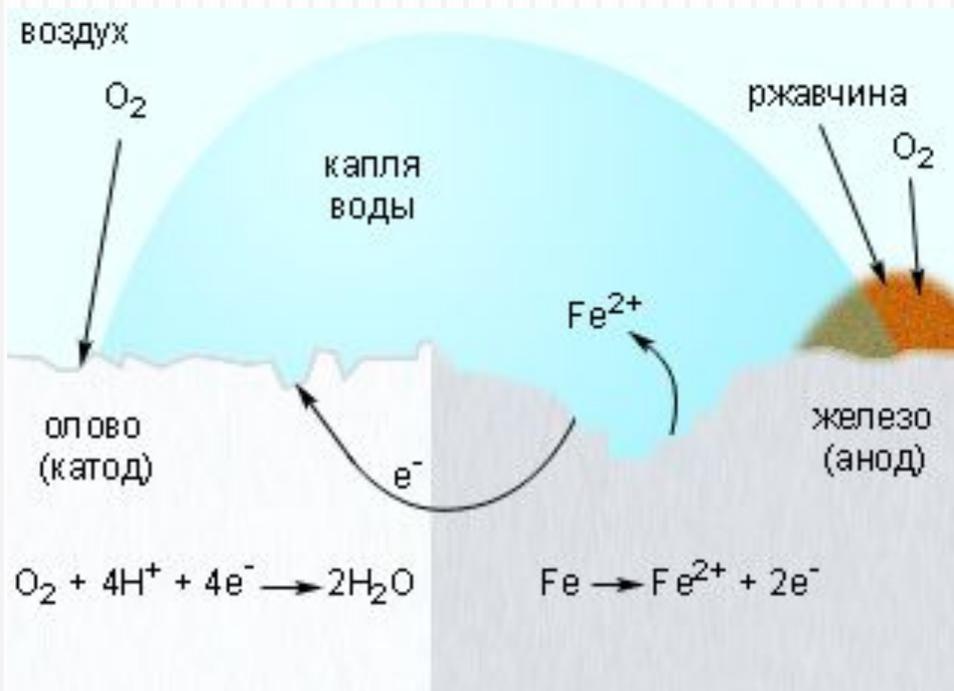
# Схема электрохимического коррозионного процесса



# Механизм электрохимической коррозии (образование ржавчины)



# Механизм электрохимической коррозии (образование гальванической пары)



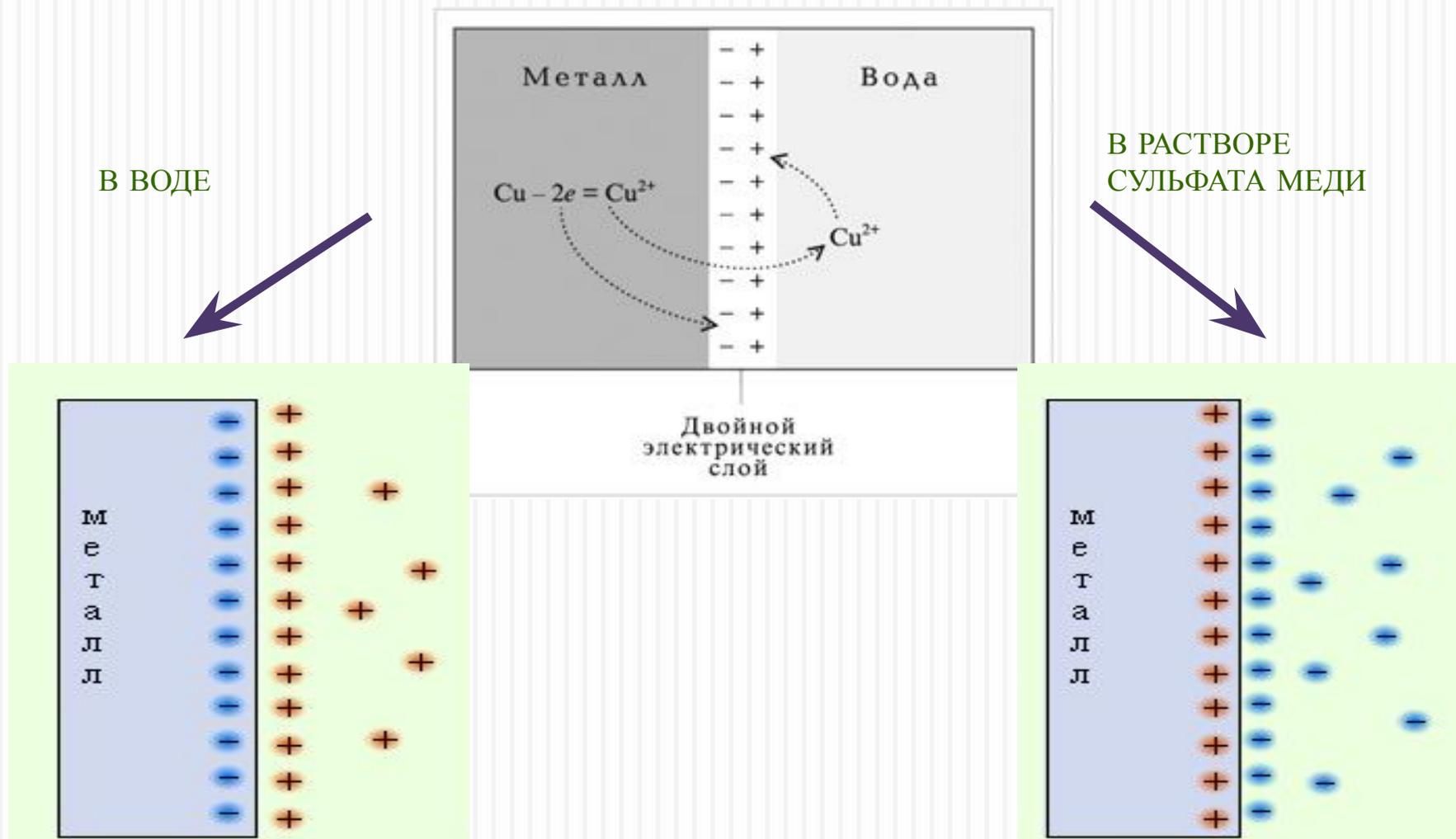
# Условия, способствующие электрохимической коррозии

- Положение металла в ряду активности металлов: чем они дальше расположены друг от друга, тем быстрее происходит коррозия.
- Чистота металла: примеси ускоряют коррозию.
- Неровности поверхности металла, трещины.
- Грунтовые воды, морская вода, среда электролита.
- Повышение температуры.
- Действие микроорганизмов (грибы, бактерии и лишайники воздействуют на металл с высокой коррозионной стойкостью).

# МЕХАНИЗМ ОБРАЗОВАНИЯ ДЭС

- ▣ Переход ионов или электронов из одной фазы в другую (поверхностная ионизация). Примером может служить диссоциация поверхностных функциональных групп, принадлежащих одной из фаз (как правило, твердой). Для определения знака заряда поверхности используется правило Фаянса — Пескова — Панета (*на поверхности твердого вещества преимущественно адсорбируются ионы, которые могут достраивать кристаллическую решетку, то есть входят в ее состав, изоморфны или образуют труднорастворимое соединение с ионами, составляющими кристаллическую решетку*).
- ▣ Преимущественная адсорбция в межфазном слое ионов одного знака.
- ▣ Ориентирование полярных молекул в поверхностном слое. По этому механизму ДЭС образуется в случае, если вещества, составляющие фазы системы не могут обмениваться зарядами. Для определения знака заряда поверхности используют правило Кёна (*Правило Кёна: из двух соприкасающихся фаз положительно заряжается та, которая имеет большую диэлектрическую проницаемость*).

# ОБРАЗОВАНИЕ ДВОЙНОГО ЭЛЕКТРИЧЕСКОГО СЛОЯ

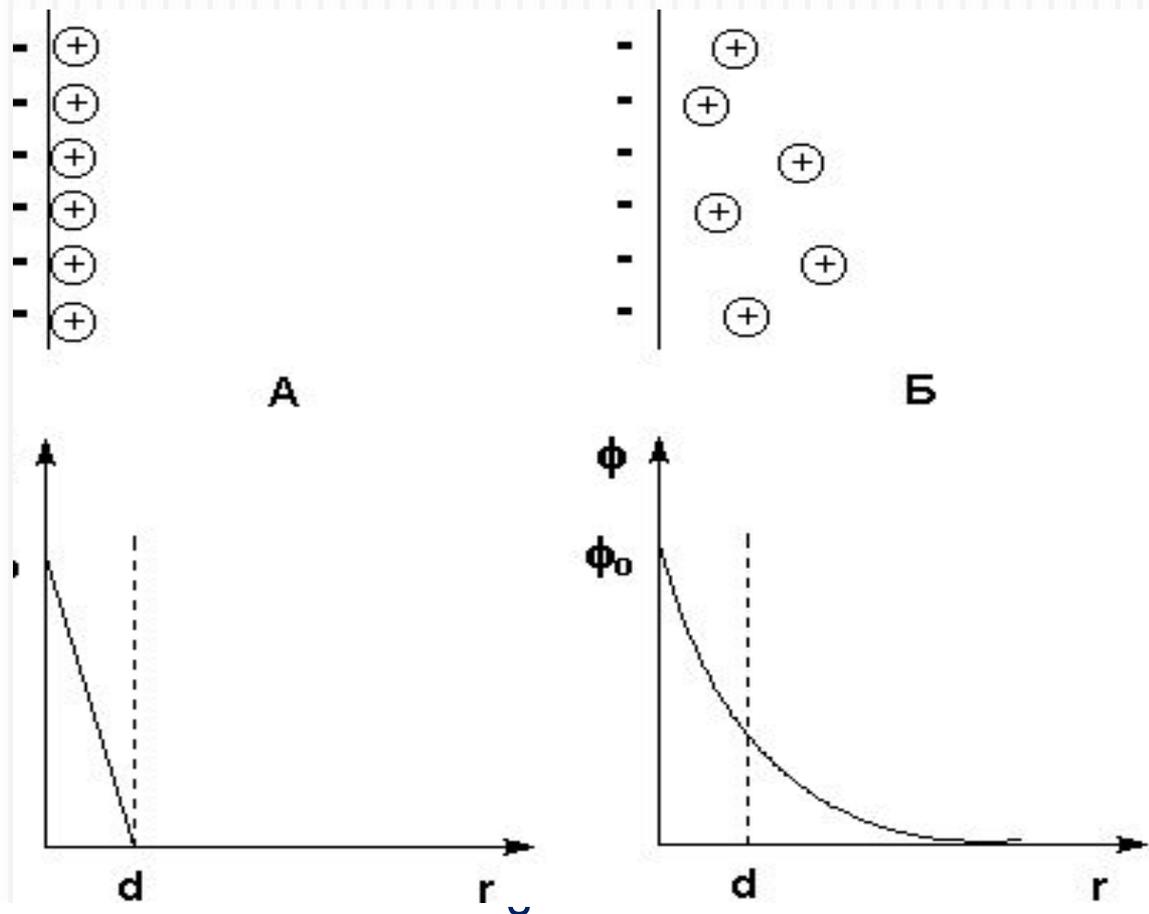


При погружении медного электрода в раствор  $\text{CuSO}_4$ , содержащий ионы меди в концентрации  $C$  возможны три случая:

1.  $C < C_0$ . Поскольку концентрация ионов меди в поверхностном слое меньше равновесной, начнется переход ионов из электрода в раствор; электрод заряжается отрицательно, в поверхностном слое раствора катионов будет больше, чем анионов.

2.  $C > C_0$ . Поскольку концентрация ионов меди в поверхностном слое больше равновесной, начнется переход ионов из раствора в электрод; на электроде возникает положительный заряд и в поверхностном слое преобладают анионы  $\text{SO}_4^{2-}$

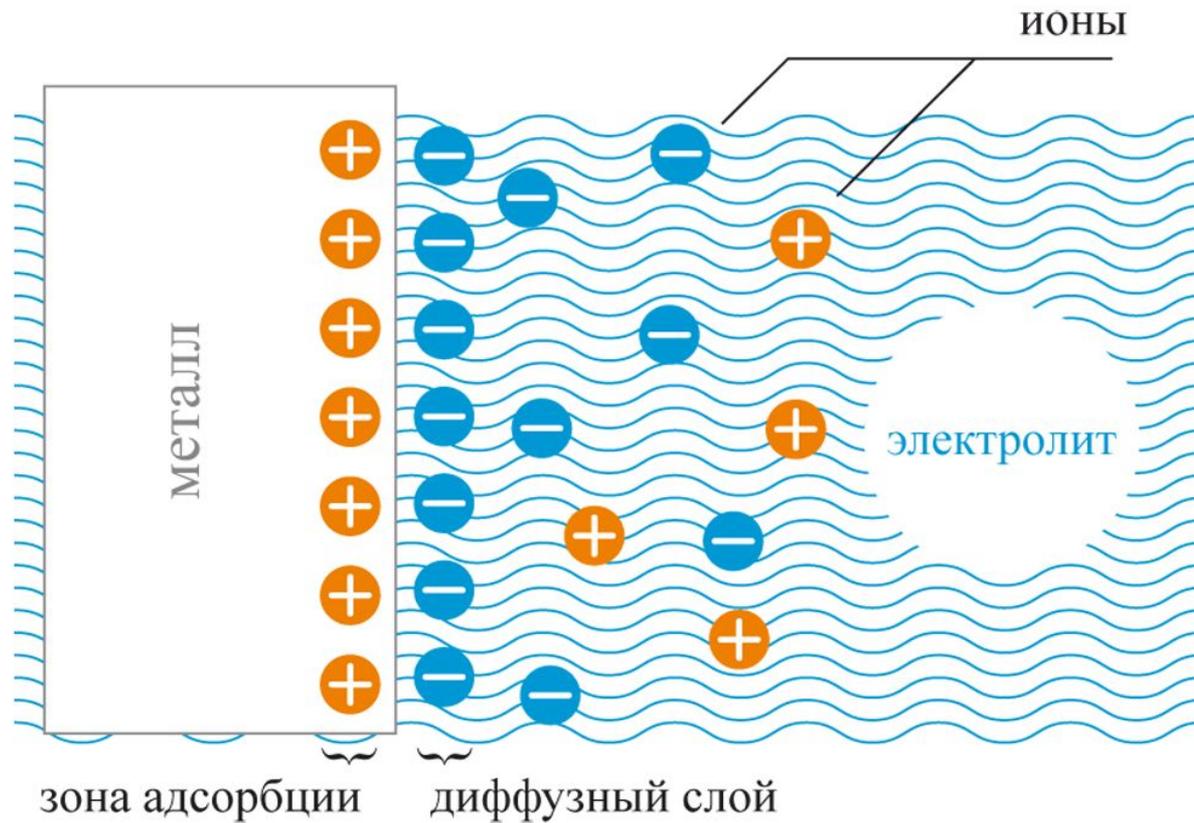
3.  $C = C_0$ . Поскольку концентрация ионов меди в поверхностном слое равна равновесной (такие растворы называют нулевыми), заряд на электроде не возникает, двойной электрический слой не образуется.



## СТРОЕНИЕ ДВОЙНОГО ЭЛЕКТРИЧЕСКОГО СЛОЯ

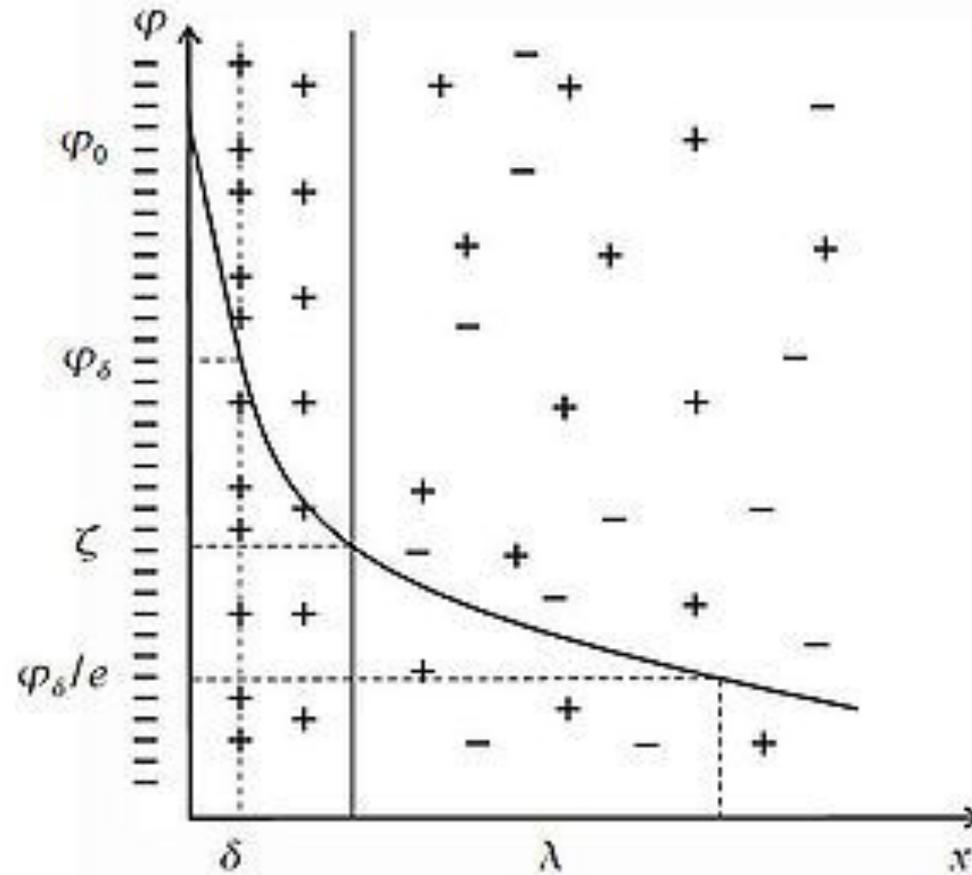
А) по Гельмгольцу и Перрену

Б) по Гуи и Чепмену



## ОБРАЗОВАНИЕ ДИФфуЗНОГО СЛОЯ

В 1905 г. французский физик Луи Гюи (1854-1926), установивший тепловую природу броуновского движения, указал, что принятое в модели Гельмгольца строго фиксированное расположение ионов в двойном слое в реальности невозможно, так как, кроме электростатических, на ионы действуют силы, обусловленные тепловым движением молекул.



## СТРОЕНИЕ ДВОЙНОГО ЭЛЕКТРИЧЕСКОГО СЛОЯ

по Штерну

**ПОЛУЭЛЕМЕНТ** — электрод, погруженный в электролит.

Полный электролитический элемент состоит из двух соединенных полуэлементов, в которых растворы разделены мембраной или управляющим мостиком, пропускающим электричество и предотвращающим смешивание растворов.

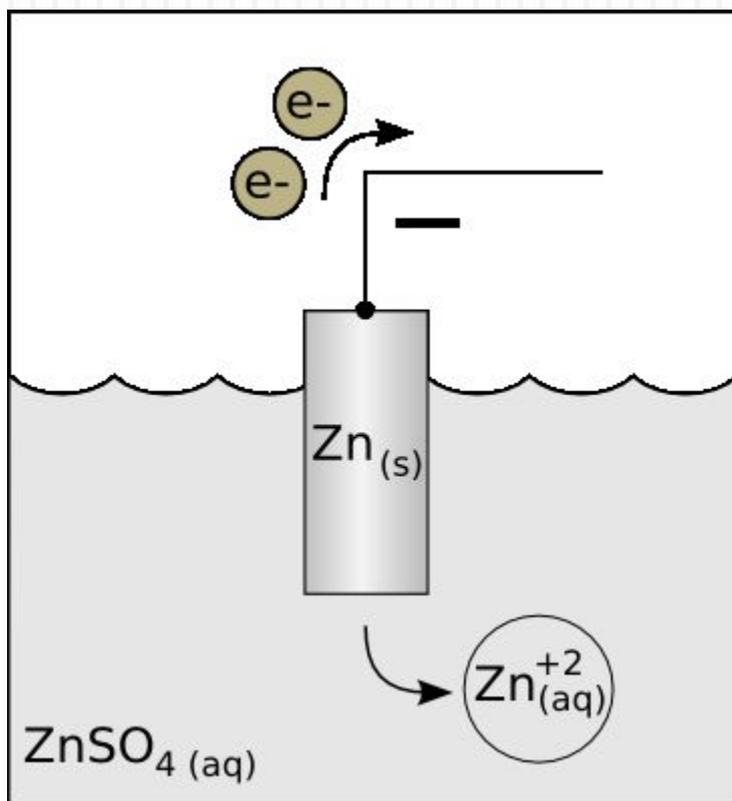
**ВОДОРОДНЫЙ ЭЛЕКТРОД** — электрод, использующийся в качестве электрода сравнения при различных электрохимических измерениях и в гальванических элементах.

Водородный электрод, платиновая пластинка, электролитически покрытая платиновой чернью, погружённая в раствор кислоты с определённой концентрацией ионов водорода  $H^+$  и омываемая током газообразного водорода.

**ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ** — химический источник тока, в котором электрическая энергия вырабатывается в результате прямого преобразования химической энергии окислительно-восстановительной реакцией.

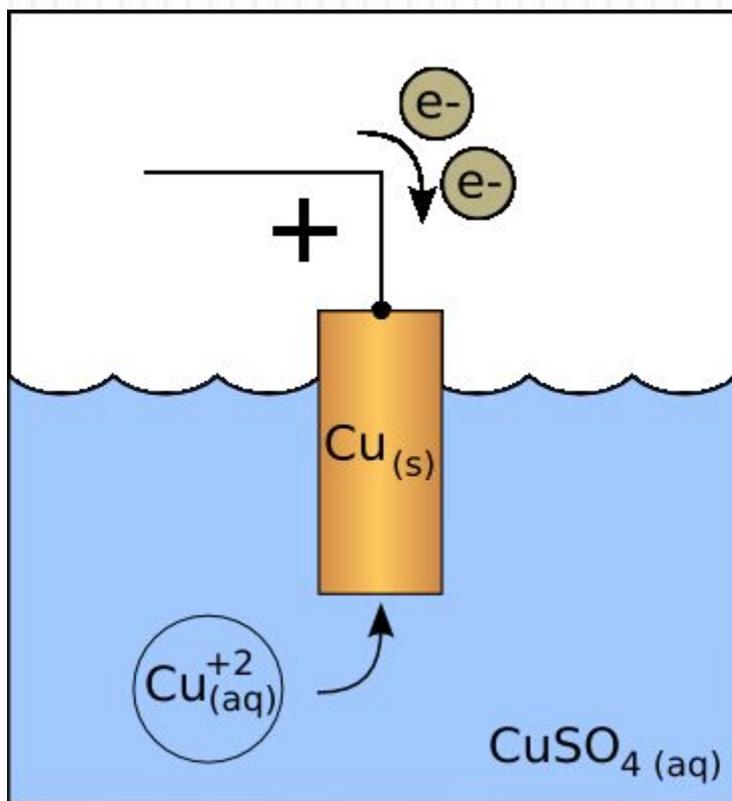
В состав гальванического элемента входят два разнородных электрода (один - содержащий окислитель, другой - восстановитель), контактирующие с электролитом.

# ЦИНКОВЫЙ ЭЛЕКТРОД



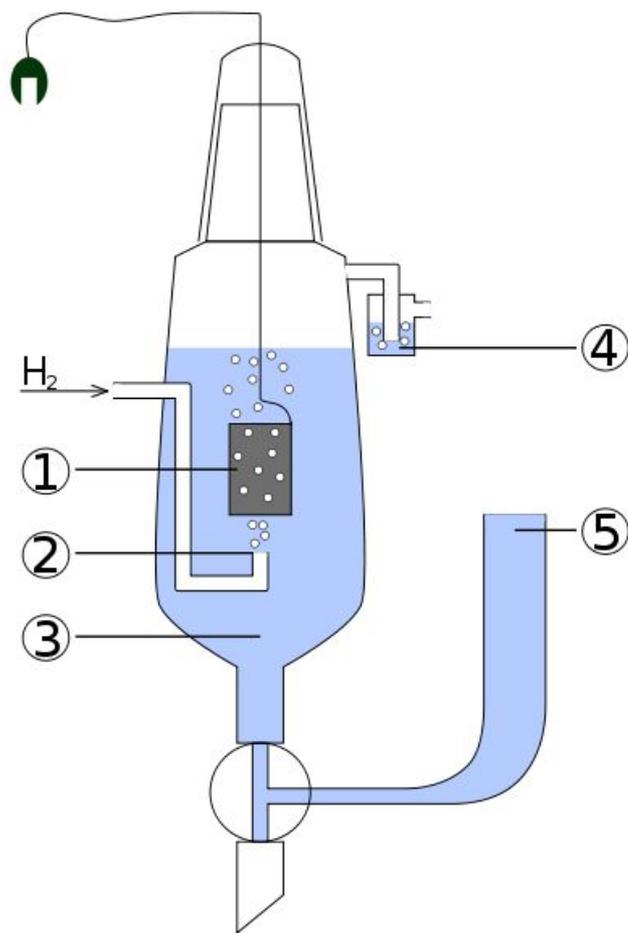
$$\varepsilon_{Zn} = \varepsilon^{\circ}_{Zn} + \frac{RT}{2F} \ln[Zn^{2+}]$$

# МЕДНЫЙ ЭЛЕКТРОД

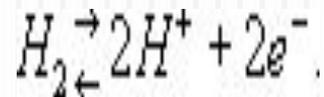


$$\epsilon_{\text{Cu}} = \epsilon^0_{\text{Cu}} + \frac{RT}{2F} \ln[\text{Cu}^{2+}]$$

# СХЕМА СТАНДАРТНОГО ВОДОРОДНОГО ЭЛЕКТРОДА

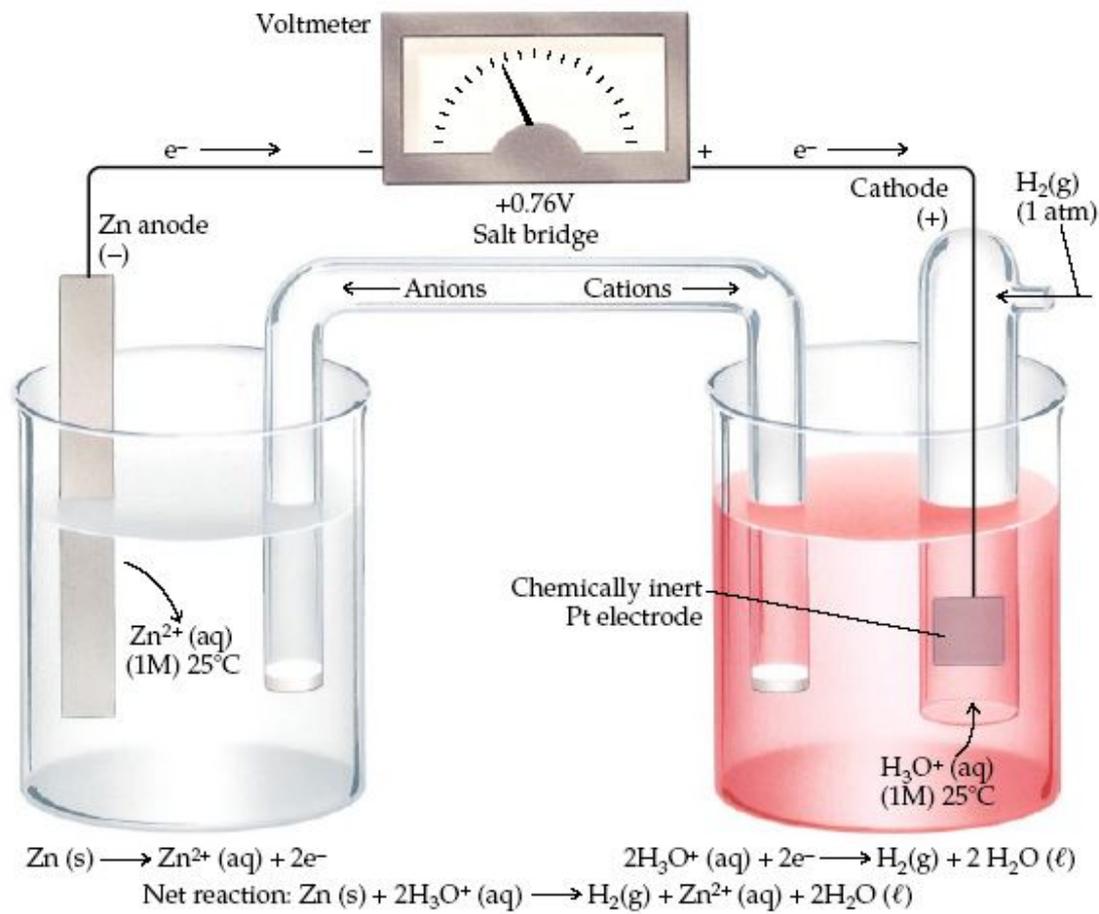


- 1 - Платиновый электрод.
- 2 - Подводимый газообразный водород.
- 3 - Раствор кислоты (обычно HCl), в котором концентрация  $H^+ = 1$  моль/л.
- 4 - Водяной затвор, препятствующий попаданию кислорода воздуха.
- 5 - Электролитический мост (состоящий из концентрированного р-ра KCl), позволяющий присоединить вторую половину гальванического элемента.



$$E = E^\circ + \frac{RT}{F} \ln \frac{a_{H^+}}{p} = E^\circ + 0,0001984 T \lg \frac{a_{H^+}}{p}$$

# СХЕМА ДЛЯ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ЭЛЕКТРОДНО ПОТЕНЦИАЛА



# ЭДС электрохимического элемента

ЭДС электрохимического элемента  $\varphi$  равна разности электродных потенциалов:

$$E = \varphi_1 - \varphi_2$$

Величина электродного потенциала металлического электрода зависит от температуры и активности (концентрации) иона металла в растворе, в который опущен электрод; математически эта зависимость выражается уравнением Нернста :

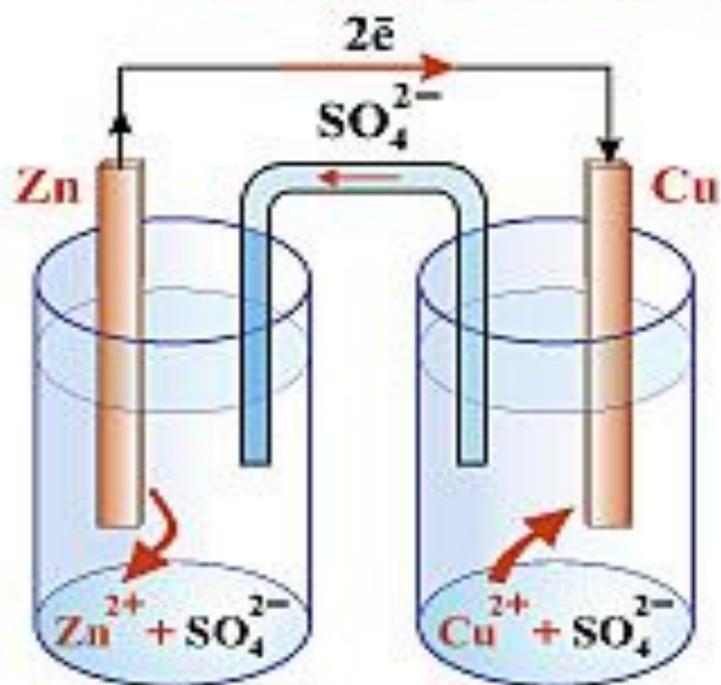
$$\varepsilon = \varepsilon^{\circ}_M + \frac{RT}{zF} \ln a_{M^+} \approx \varepsilon^{\circ}_M + \frac{RT}{zF} \ln [M^{z+}]$$

F – постоянная Фарадея

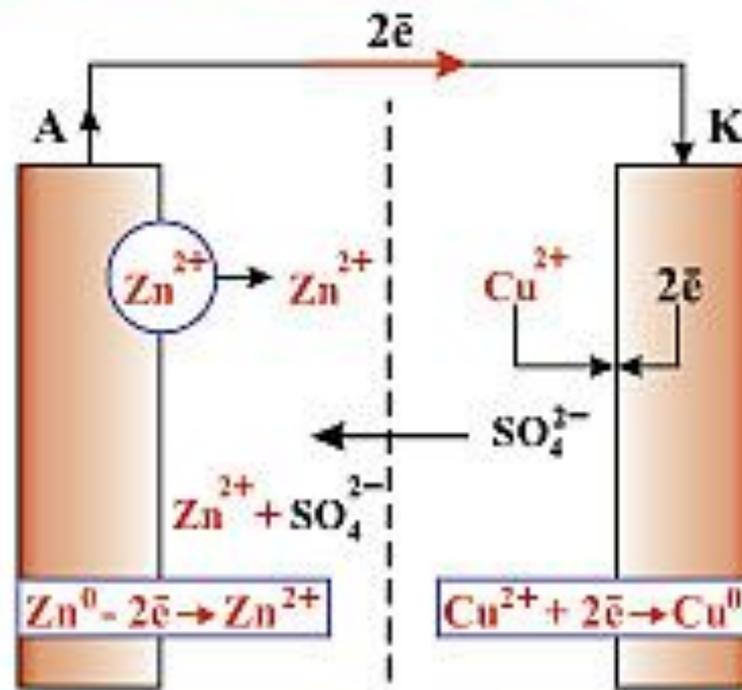
z – заряд иона

$\varepsilon^{\circ}$  – стандартный электродный потенциал, равный потенциалу электрода при активности иона металла, равной 1 моль/л.

# ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ ДАНИЭЛЯ – ЯКОБИ И СХЕМА ЕГО РАБОТЫ



а



б

анод(-) **Cu|Zn| ZnSO<sub>4</sub> || CuSO<sub>4</sub>| Cu** катод(+)



**Работа**, которую может совершить электрический ток, вырабатываемый гальваническим элементом, определяется разностью электрических потенциалов между электродами (называемой обычно просто разностью потенциалов)  $\Delta\Phi$  и количеством прошедшего по цепи электричества **q**:

$$dA = \Delta\Phi \cdot dq$$

Если отсчитывать абсолютный электродный потенциал, полагая положительным переход от раствора к металлу, то для электродвижущей силы ЭДС данного гальванического элемента можно написать равенство:

$$E = \varphi_{\text{Cu}} - \varphi_{\text{Zn}} + \varphi_{\text{к}}$$

а для гальванического элемента, содержащего металлы **1** и **2**:

$$E = \varphi_1 - \varphi_2 + \varphi_{12}$$

$\varphi_{\text{Cu}}$  - абсолютный электродный потенциал меди

$\varphi_{\text{Zn}}$  - абсолютный электродный потенциал цинка

$\varphi_{\text{к}}$  - контактный потенциал в месте соприкосновения меди и цинка

$\varphi_1$  - абсолютный электродный потенциал **1**-го металла

$\varphi_2$  - абсолютный электродный потенциал **2**-го металла

$\varphi_{12}$  - контактный потенциал в месте соприкосновения металлов

## ЭДС элемента ДАНИЭЛЯ – ЯКОБИ

$$E = \epsilon_{\text{Cu}} - \epsilon_{\text{Zn}}$$

$$\epsilon_{\text{Cu}} = \epsilon^{\circ}_{\text{Cu}} + \frac{RT}{2F} \ln[\text{Cu}^{2+}]$$

$$\epsilon_{\text{Zn}} = \epsilon^{\circ}_{\text{Zn}} + \frac{RT}{2F} \ln[\text{Zn}^{2+}]$$

$$E = \epsilon^{\circ}_{\text{Cu}} + \frac{RT}{2F} \ln[\text{Cu}^{2+}] - \epsilon^{\circ}_{\text{Zn}} - \frac{RT}{2F} \ln[\text{Zn}^{2+}]$$

$$E = \epsilon^{\circ}_{\text{Cu}} - \epsilon^{\circ}_{\text{Zn}} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

Электродный потенциал любой окислительно-восстановительной системы, находящейся в нестандартных условиях, можно рассчитать по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{a_{\text{ок.}}}{a_{\text{восст.}}} \quad [\text{В}],$$

$\varphi$  - электродный потенциал окислительно-восстановительного электрода, В;

$\varphi^{\circ}$  - стандартный электродный потенциал этого электрода, В;

**R** - универсальная газовая постоянная, равная **8,314** Дж/моль · К

**T** - температура, **K**;

**n** - число электронов в уравнении электродной реакции;

**F** - число Фарадея, равное **96500** Кл/моль ;

**a<sub>ок.</sub>**, **a<sub>восст.</sub>** - активности окисленной формы восстановителя ( $\text{Me}^{n+}$ ) и восстановленной формы окислителя ( $\text{Me}$ ) в электродной реакции.

Подставив в уравнение Нернста **T = 298 К, R, F** и введя множитель **2,3** (переход к десятичным логарифмам), получим:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{\alpha_{\text{ок.}}}{\alpha_{\text{восст.}}}$$

Уравнение Нернста для металлического электрода имеет вид:

$$\varphi_{\text{Me/Me}^{n+}} = \varphi^{\circ}_{\text{Me/Me}^{n+}} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \alpha_{\text{Me}^{n+}}$$

Для разбавленных растворов, в которых активности мало отличаются от концентрации (**a ≈ C**):

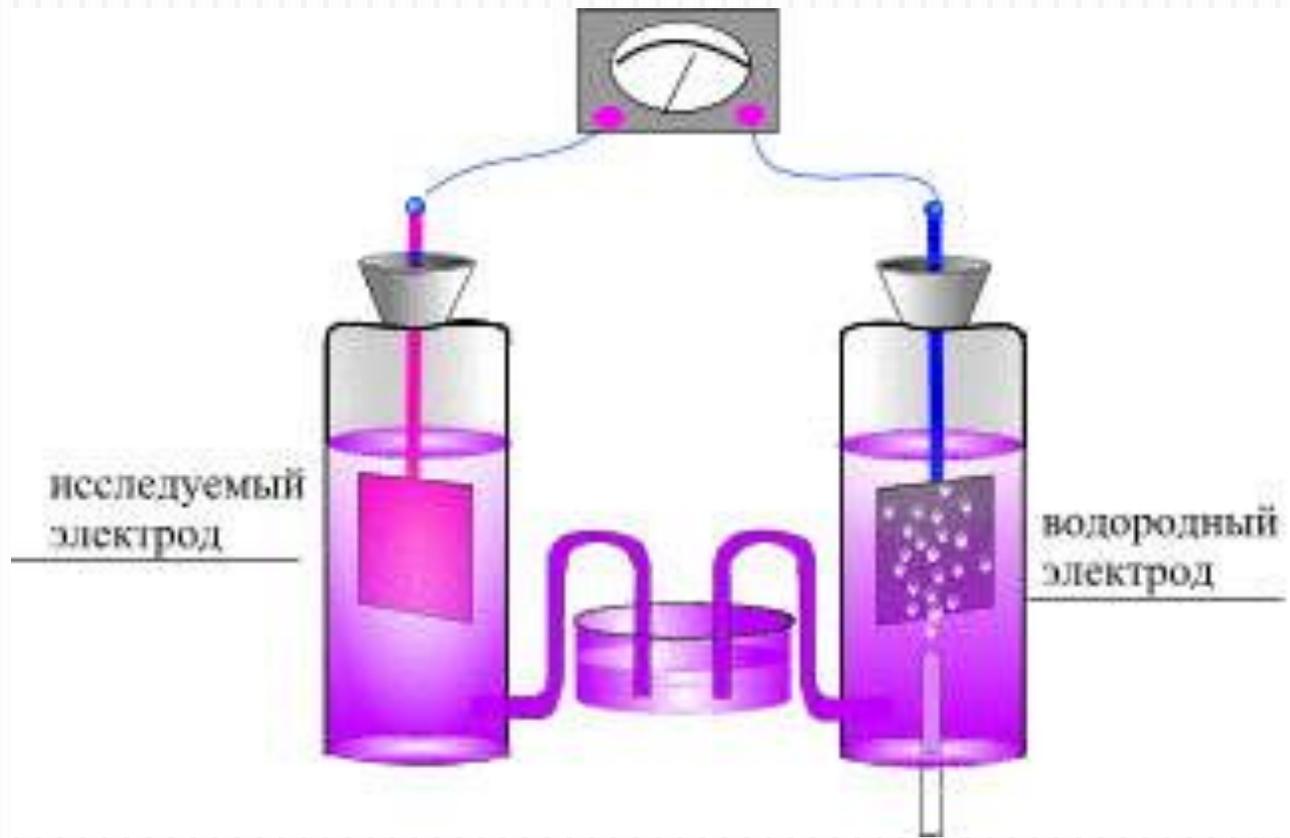
$$\varphi_{\text{Me/Me}^{n+}} = \varphi^{\circ}_{\text{Me/Me}^{n+}} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg c_{\text{Me}^{n+}}$$

**стандартный электродный потенциал** - напряжение гальванического элемента, содержащего в качестве левого электрода стандартный водородный электрод, а в качестве правого электрода - измеряемый электрод, в условиях, когда активности всех участников окислительно-восстановительной реакции равны единице, а внешнее давление составляет **1 атм.**

Из ряда напряжений вытекает, что каждый металл будет вытеснять все следующие за ним металлы из водного раствора их солей. Например,



**Металлы, находящиеся в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из растворов кислот, металлы, расположенные после - не вытесняют.**



Гальванический элемент для определения стандартных электродных потенциалов

в качестве левого электрода стандартный водородный электрод, а в качестве правого электрода - измеряемый электрод

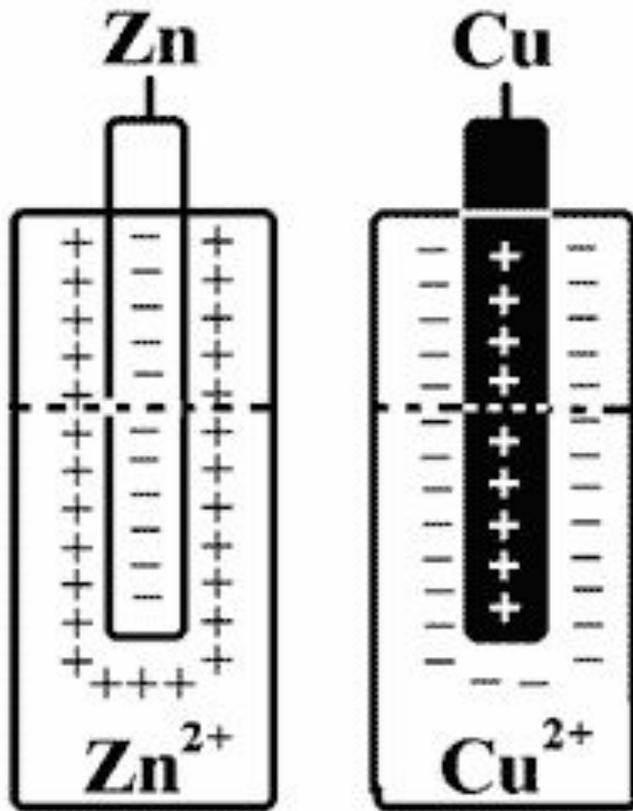
# Стандартные потенциалы металлов

Электрод	$E^0$	Электрод	$E^0$	Электрод	$E^0$
<b>Li/Li<sup>+</sup></b>	<b>-3,045</b>	<b>Zn/Zn<sup>2+</sup></b>	<b>-0,76</b>	<b>Ag/Ag<sup>+</sup></b>	<b>+0,97</b>
<b>K/K<sup>+</sup></b>	<b>-2,92</b>	<b>Cr/Cr<sup>3+</sup></b>	<b>-0,74</b>	<b>Hg/Hg<sup>2+</sup></b>	<b>+0,85</b>
<b>Ca/Ca<sup>2+</sup></b>	<b>-2,90</b>	<b>Fe/Fe<sup>2+</sup></b>	<b>-0,44</b>	<b>Pt/Pt<sup>2+</sup></b>	<b>+1,19</b>
<b>Na/Na<sup>+</sup></b>	<b>-2,71</b>	<b>Cd/Cd<sup>2+</sup></b>	<b>-0,40</b>	<b>Au/Au<sup>3+</sup></b>	<b>+1,50</b>
<b>Mg/Mg<sup>2+</sup></b>	<b>-2,36</b>	<b>Ni/Ni<sup>2+</sup></b>	<b>-0,25</b>		
<b>Al/Al<sup>3+</sup></b>	<b>-1,66</b>	<b>Pb/Pb<sup>2+</sup></b>	<b>-0,126</b>		
<b>Mn/Mn<sup>2+</sup></b>	<b>-1,18</b>	<b>1/2 H<sub>2</sub>/H<sup>+</sup></b>	<b>-0,00</b>		
		<b>Cu/Cu<sup>2+</sup></b>	<b>+0,34</b>		

# КЛАССИФИКАЦИЯ ЭЛЕКТРОДОВ

- электроды первого рода
- электроды второго рода
- окислительно-восстановительные электроды
- амальгамные электроды
- ион-селективные электроды
- газовые электроды и т.д.

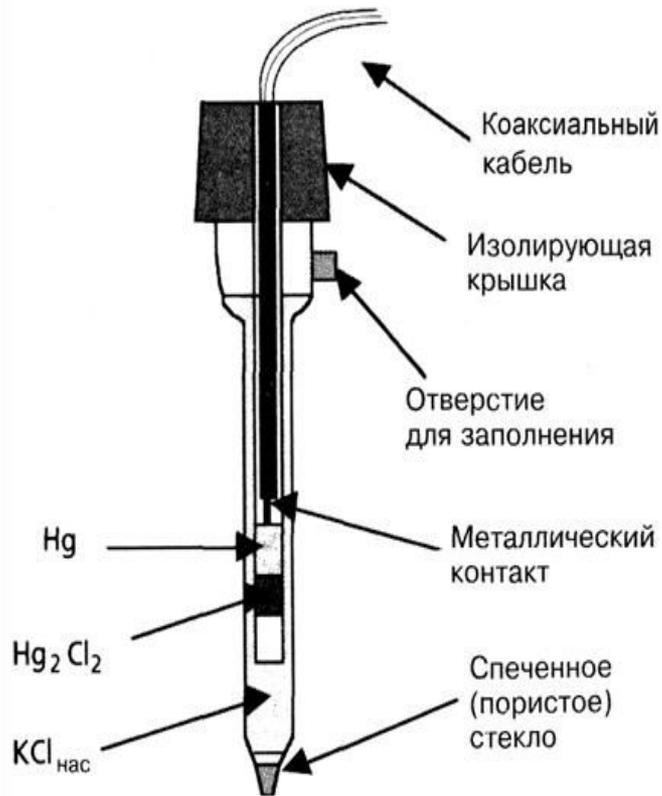
# ЭЛЕКТРОДЫ ПЕРВОГО РОДА



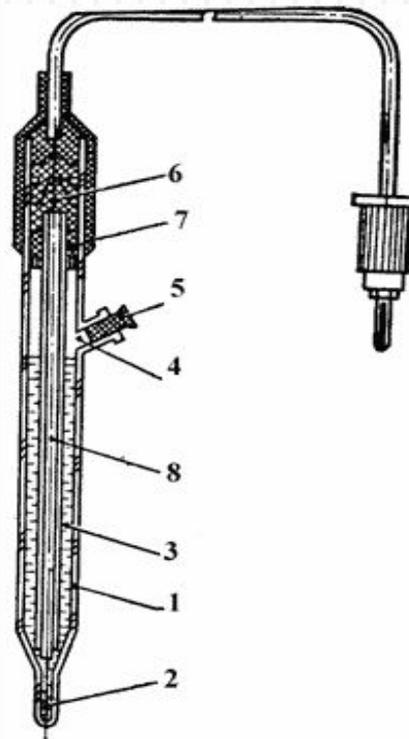
- **Состоят из металла, погруженного в раствор, содержащий ионы этого металла  $Me^{z+}/Me^0$ , например  $Cu^{2+}/Cu^0$**
- **или неметалла, погруженного в раствор, содержащий его же ионы  $A^{z-}/A^0$ , например  $Se^{2-}/Se^0$**

# ЭЛЕКТРОДЫ ВТОРОГО РОДА

## каломельный электрод



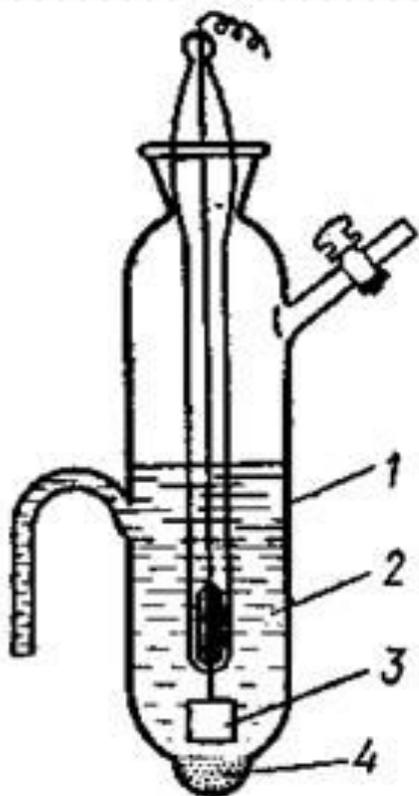
## хлорсеребряный электрод



- 1 – корпус
- 2 - асбестовая нить
- 3 - раствор хлорида калия
- 4 - отверстие для залива раствора хлорида калия
- 5 - резиновая пробка
- 6 - серебряная проволока
- 7 - хлорид серебра
- 8 - асбестовый фитиль

**системы, в которых металл покрыт слоем труднорастворимой соли этого металла (или оксидом), а раствор содержит анионы этой соли  $A^{z-} / MeA, Me$ , например  $Cl^- / AgCl, Ag$**

# ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРОДЫ



Хингидронный электрод:

- 1 - стеклянный сосуд;
- 2 - исследуемый раствор;
- 3 - платиновый электрод;
- 4 - хингидрон

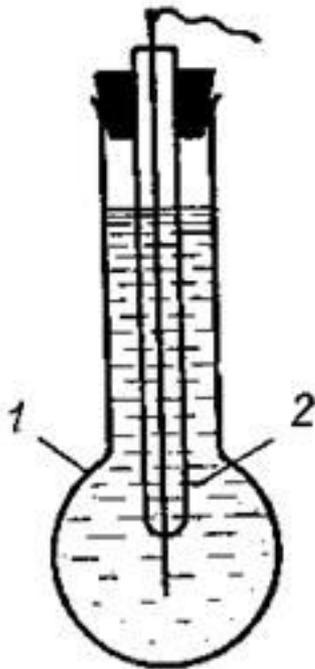


□ Процесс



□ Этот электрод пригоден для работы только в кислых средах и используется для определения pH среды.

# ИОН-СЕЛЕКТИВНЫЕ ЭЛЕКТРОДЫ



Стекло́нный электрод:  
1 - тонкостенный стеклянный шарик;  
2 - раствор с известным значением pH

- Состоит из стеклянной тонкостенной ампулы, в которую налит раствор с известной концентрацией ионов  $H^+$ .
- В результате обмена между катионами стекла и ионами  $H^+$  раствора возникает разность потенциалов.
- При погружении ампулы в раствор с неизвестной концентрацией  $H^+$ , за счет обменных процессов между раствором и стеклом потенциал изменится.
- Это изменение будет зависеть от концентрации ионов  $H^+$  в исследуемом растворе.
- Используется стеклянный электрод в средах при pH не более 9, чтобы не происходило взаимодействие стекла с раствором.