

Электрохимия или окислительно-восстановительные реакции и процессы

1. Механизм возникновения электродного и редокс-потенциалов. Уравнение Нернста.
2. Сравнительная сила окислителей и восстановителей. Прогнозирование направления редокс-процессов.
3. Физико-химические принципы транспорта электронов в митохондриях.
4. Общие представления о механизме действия редокс-буферных систем.

- +
 - +
 - +
 - +

Гальванический элемент

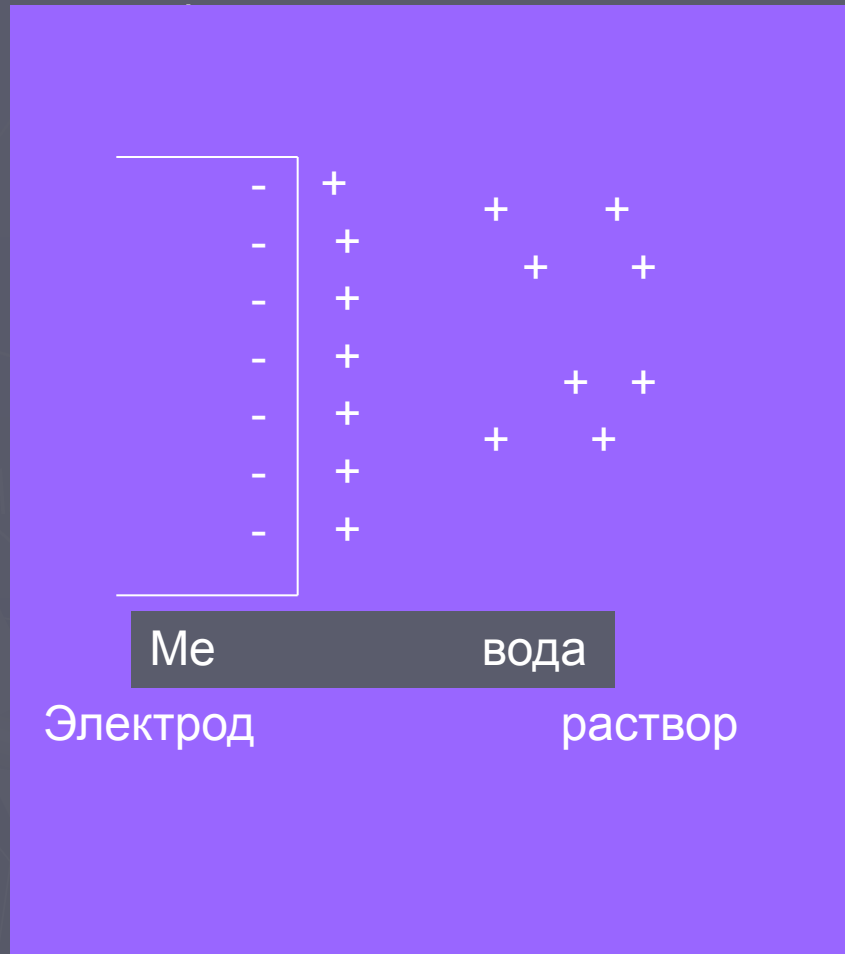


Рис1

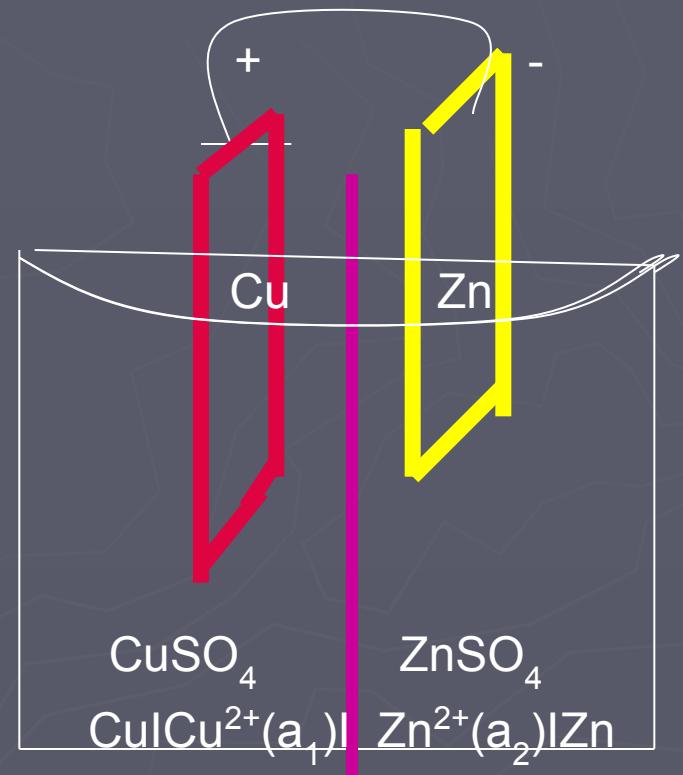


рис2

ЭДС

▶ $E = \Phi_1 - \Phi_2$

▶ $E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln a_M$

Уравнение Нернста

Где E_0 – стандартный или нормальный потенциал

Потенциалы

	<i>электродный</i>	<i>диффузный</i>	<i>мембранный</i>	<i>ОКИС/ВОССТАН</i>
<i>Причины возникновения</i>	<i>Переход ионов из Me в р-р его соли</i>	<i>Различие в скорости диффузии катионов и анионов</i>	<i>Избирательная проницаемость мембран</i>	<i>Перенос e с окисленной на восстановленную форму</i>
Влияние различных факторов	Конц.ионов,природа Me,температура	Разность концент, скорость ионов	Конц.ионов, проницае-мость мембр.	pH, C_{ox}/C_{red} , t
<i>Колич.характеристика. Уравнение Нернста-Петерса</i>	$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{Me^+}$			

Разность потенциалов

Разность потенциалов
ИЗМЕРЯЮТ

**Электроды
сравнения**

**Электроды
определения**

**Гальванические
цепи**

Водородный

Каломельный $\text{Hg} / \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \cdot \text{KCl}$

хлорсеребряный

Стеклянный
Хингидронный
водородный

Редокс системы
Биметаллические элементы
Концентрационные элементы

E



Более сильный окислитель



Более сильный восстановитель

E > 0 условие самопроизвольного протекания реакции



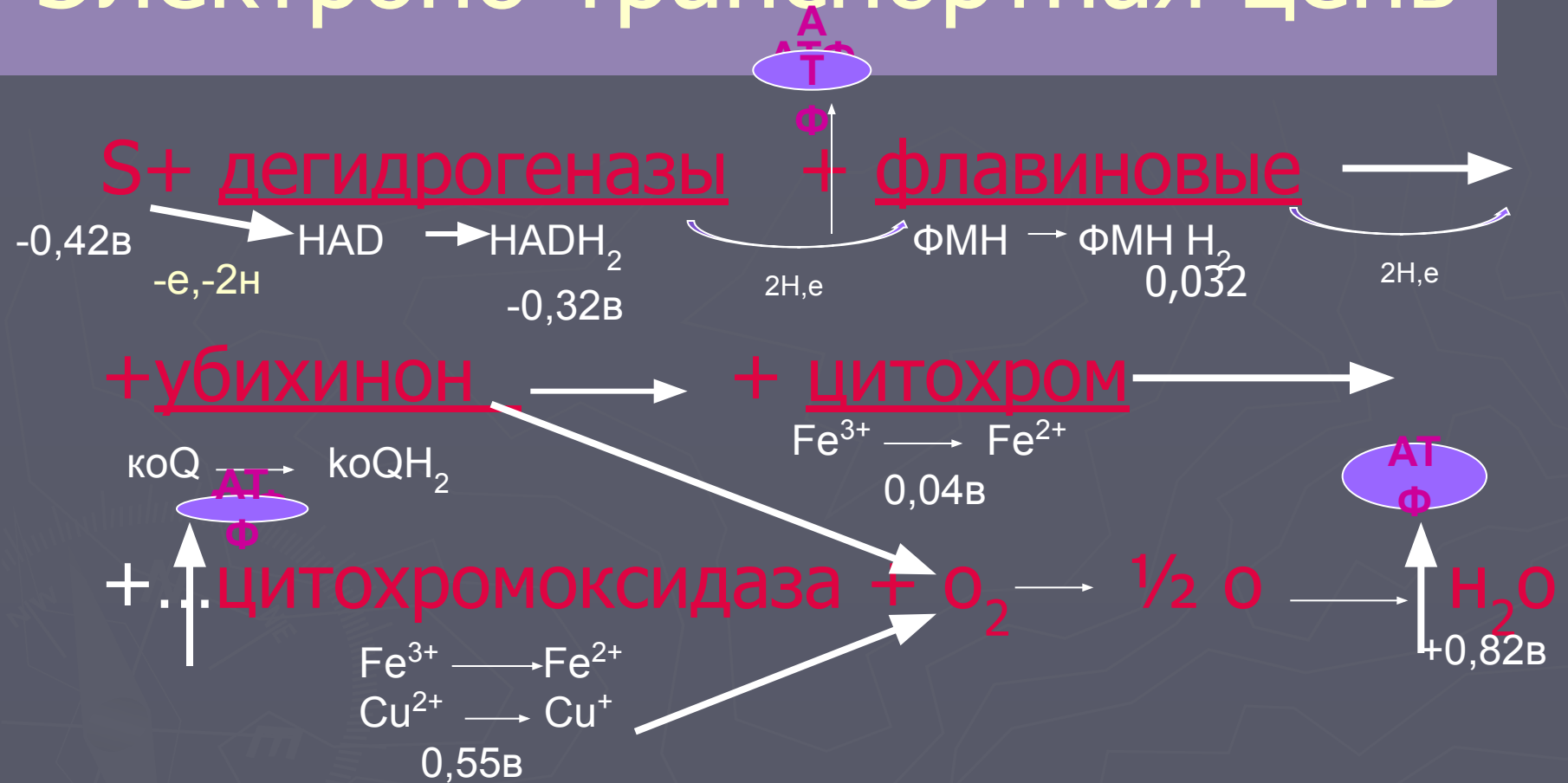
$E(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,74\text{В}$ окислитель

$E(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) = +0,67\text{В}$ восстановитель

$$\Delta E = 0,74 - 0,67 = 0,07 \text{ в}$$

$\Delta E > 0$ следовательно реакция протекает в прямом направлении.

Электронно-транспортная цепь



Система глутатиона(глутаминовая к-та+цистеин+глицин)

глутатионпероксидаза



Система супероксиддисмутазы (СОД)

