



**ФГБОУ ВО**

**«Красноярский государственный медицинский университет  
имени профессора В.Ф. Войно-Ясенецкого»**

**Министерства здравоохранения Российской Федерации**

**Кафедра биологической химии с курсами медицинской, фармацевтической и  
токсикологической химии**

# **ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Лектор: к.х.н., доцент Ендржиевская – Шурыгина  
Виктория Юлиановна**

**ЛЕКЦИЯ № 26 по дисциплине «Физическая химия» для студентов 2 курса, обучающихся по специальности 30.05.03 - «Медицинская кибернетика»**

# **Равновесные электродные процессы**

**ЛЕКЦИЯ № 27 по дисциплине «Физическая химия» для студентов 2 курса, обучающихся по специальности 30.05.03 - «Медицинская кибернетика»**

**Электродные потенциалы для биохимических систем.  
Электроды первого и второго рода**

**Говорят, Прометей  
принёс людям огонь;  
электричеством мы  
обязаны Фарадею.  
Сэр Уильям Брэгг**

- В.Уильямс, Х.Уильямс. Физическая химия для биологов. Изд-во «Мир»М.:1976. С.284

**...Для понимания механизмов биологического окисления необходимо твёрдо усвоить принципы окислительно-восстановительных процессов, происходящих в простых химических системах. Поэтому мы начнём с рассмотрения гальванического элемента, в котором происходит превращение химической энергии в электрическую.**

**В.Уильямс, Х.Уильямс. Физическая химия для биологов. Изд-во «Мир»М.:1976. С.286-287**



# План

1. Введение
2. Равновесные электродные процессы
3. Феноменология возникновения электродного потенциала
4. Электродные потенциалы
5. Гальванические элементы. Электродвижущая сила (э.д.с)
6. Основное уравнение потенциала электрода
7. Потенциометрия
8. Литература

***Введение:*** В санитарно-клиническом анализе и при биологических исследованиях для **определения активности (концентрации) ионов** в растворах и физиологических системах широко используется ***метод потенциометрии.*** При потенциометрическом титровании слабых кислот или оснований **можно определить не только содержание этих веществ в пробе, но и величину показателя их констант диссоциации ( $pK_a$ ).**

**Потенциометрическое титрование имеет еще ряд преимуществ по сравнению с другими методами анализа. Относительная погрешность при проведении потенциометрического титрования составляет 0,5-1 %, что меньше, чем при титровании с индикаторами. Метод потенциометрического титрования позволяет определить концентрации веществ в мутных и окрашенных растворах, допускает определение концентрации нескольких веществ в одной порции исследуемого раствора; возможна автоматизация процесса титрования.**

# Равновесные электродные процессы

- **Электрод** (от греческого hodo's — путь) участок электрической цепи, обычно представляющий собой электропроводящую фазу. Служит для гальванической связи с внешней цепью.
- При опускании электрода в раствор возникают *электродные процессы*.

**К электродным процессам относятся две группы процессов, тесно связанных между собой.**

**1) Процессы возникновения разности электрических потенциалов и, следовательно, электрического тока в результате протекания химической реакции (например, *гальванический элемент*)**

2) Обратные им химические процессы, которые возникают при пропускании электрического тока через раствор (*электролиз*).

**Электрoлиз — физико-химический процесс, состоящий в выделении на электродах составных частей растворённых веществ или других веществ, являющихся результатом вторичных реакций на электродах. Выделение веществ возникает при прохождении электрического тока через раствор, либо расплав электролита.**

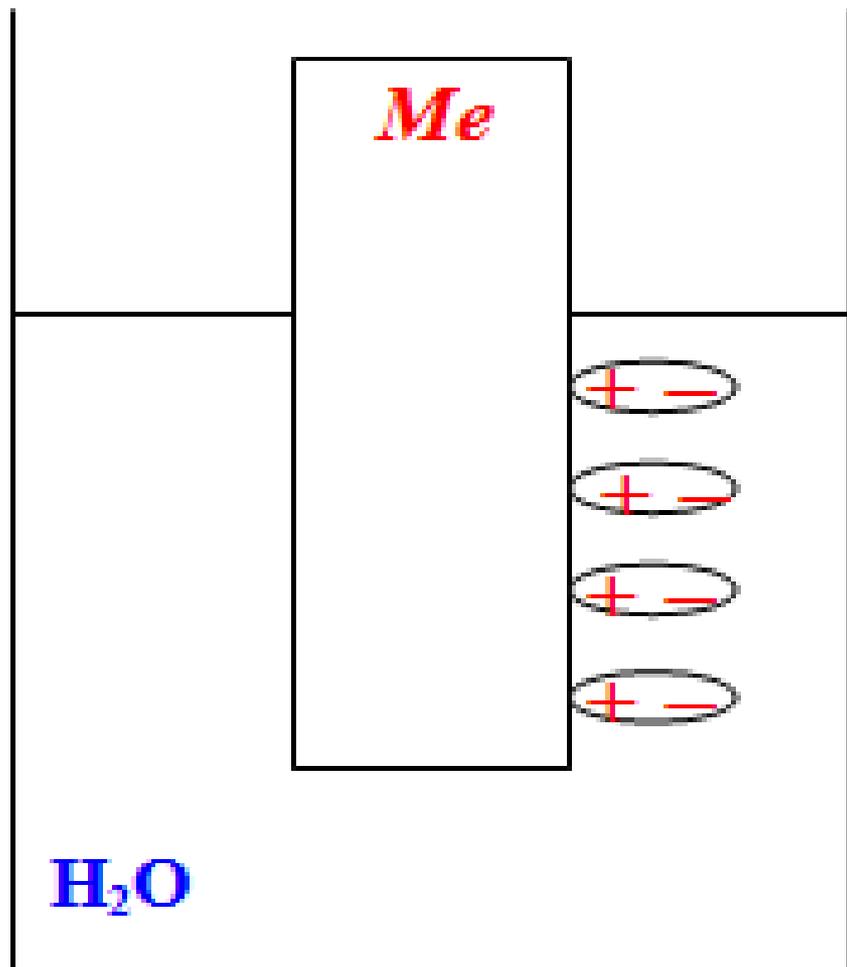
Эти две группы процессов во многих случаях являются взаимно обратимыми. Они представляют собой **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ** **реакции**

При соприкосновении  
разнородных фаз, содержащих  
заряженные частицы (ионы,  
электроны), например, **твердой и  
жидкой** или **двух жидких**,  
вследствие стремления системы к  
максимуму энтропии, происходит  
переход заряженных частиц через  
поверхность раздела из одной  
фазы в другую.

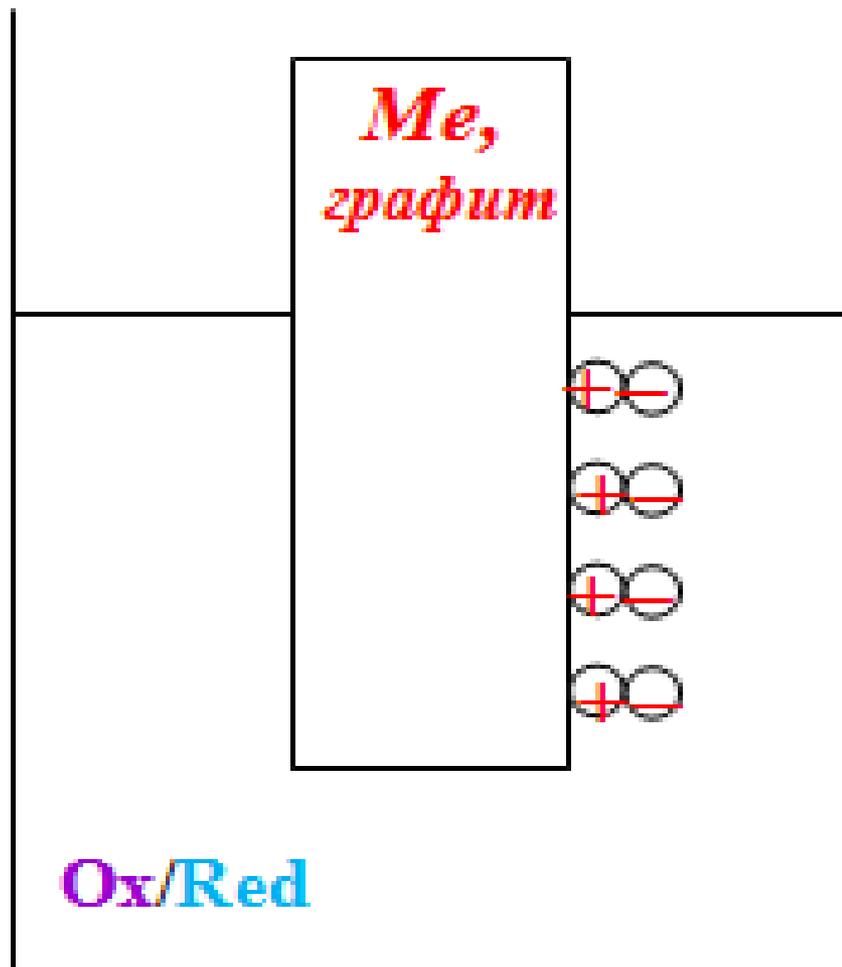
**Фаза, из которой заряженные частицы  
выходят, получает заряд**

***противоположного им знака*, а фаза, в  
которую заряженные частицы входят,  
приобретает заряд этих частиц. Таким  
образом, на границе раздела фаз  
возникают два противоположно  
заряженных слоя частиц, которые *не  
рассеиваются вследствие  
электростатического притяжения.***

*Двойным электрическим  
слоем (ДЭС) называется  
упорядоченное  
распределение  
противоположно  
заряженных частиц на  
межфазной границе*

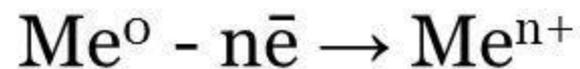
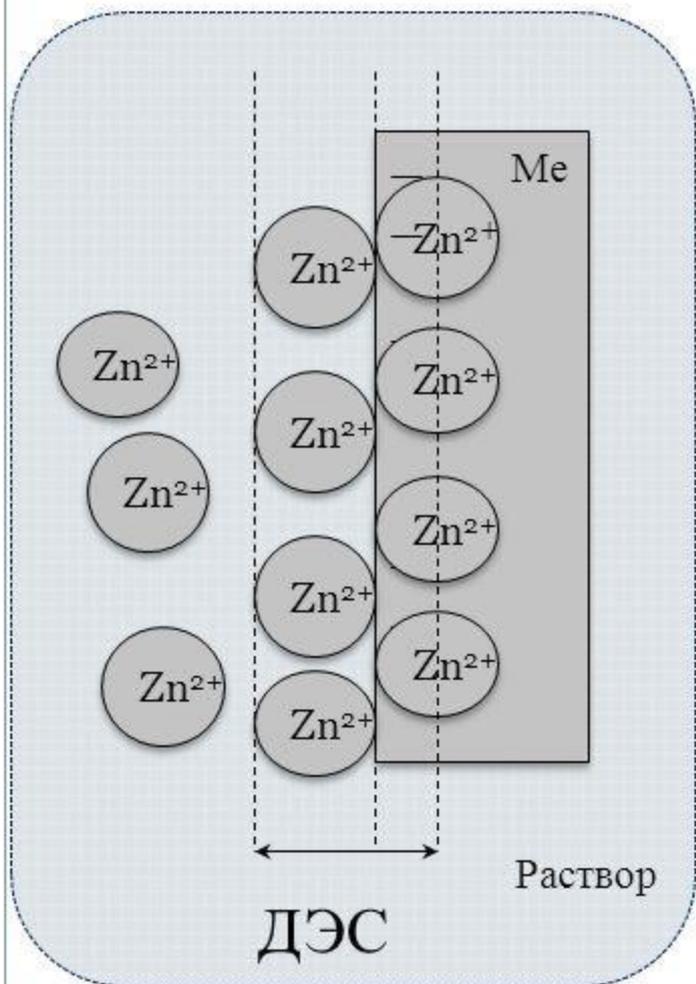


*a*



*б*

## 2. Механизм возникновения электродных потенциалов



При погружении металла в раствор, содержащий ионы этого же металла, на поверхности раздела фаз образуется *двойной электрический слой* и возникает скачок равновесного потенциала, который называют **электродным потенциалом**.

# Феноменология возникновения электродного потенциала

При опускании электрода в раствор электрод приобретает относительно раствора некоторый потенциал. Причина этого — электродный процесс: реакция между компонентами фаз, в результате которой происходит переход электрических зарядов из одной фазы в другую. Каждая из фаз при этом приобретет электрический заряд и на границе их раздела создается *двойной электрический слой*, которому соответствует *скачок потенциала  $\varphi$* .

**Электрический потенциал – это энергетическая характеристика**  
**точки, находящейся в электрическом**  
**поле. Он измеряется потенциалной**  
**энергией** **единичного положительного**  
**заряда, находящегося в этой точке, и**  
**численно равен работе электрических**  
**сил по переносу единичного**  
**положительного заряда из данной**  
**точки на бесконечность**  $A = q (\varphi_1 - \varphi_2)$

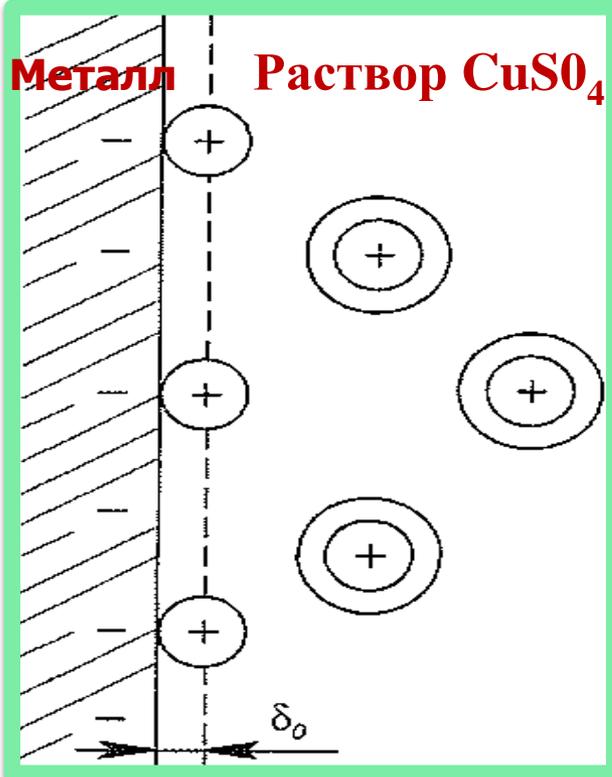


Лев Владимирович Писаржевский — советский химик, академик Академии наук СССР, Лауреат премии имени В. И. Ленина (1930).

Существует множество теорий, объясняющих механизм формирования скачка потенциала на границе раствор — металл. Наиболее признанной является сольватационная теория электродного потенциала, основы которой были заложены Л.В. Писаржевским (1912-1914).

Согласно **сольватационной теории** электродного потенциала, скачок потенциала на границе раствор-металл обусловлен двумя процессами:

- 1) диссоциацией атомов металла на ионы внутри металла;
- 2) сольватацией ионов металла, находящихся на поверхности металла, при соприкосновении его с раствором, содержащим молекулы растворителя.



**В качестве примера рассмотрим медный электрод, погруженный в водный раствор  $\text{CuSO}_4$ .**

**В общем случае химические потенциал ионов меди в металле и ионов меди в растворе при данной температуре не одинаковы, т.к. химический потенциал зависит от концентрации соли.**

**Двойной электрический слой**

Пусть концентрация  $\text{CuSO}_4$  такова, что химический потенциал ионов меди, окруженных сольватной оболочкой, в растворе меньше химического потенциала этих ионов в металле. При этом условии при погружении металла в раствор возникнет движущая сила для перехода ионов  $\text{Cu}^{2+}$  из кристаллической решетки металла в раствор, реализации которого препятствует химическая связь ионов с решеткой.

Дипольные молекулы растворителя,  
ориентируясь в поле поверхности металла, наоборот,  
способствуют выходу ионов из кристаллической  
решетки. В результате часть ионов  $\text{Cu}^{2+}$  покинет  
нейтральную кристаллическую решетку и  
гидратируется, а поверхность электрода окажется  
заряженной **отрицательно.** Этот заряд будет  
препятствовать дальнейшему переходу ионов  $\text{Cu}^{2+}$  в  
раствор. Возникнет двойной электрический слой и  
установится электрохимическое равновесие, при  
котором химические потенциалы ионов в металле и в  
растворе будут отличаться на величину разности  
потенциалов двойного электрического слоя:

При установившемся электрохимическом равновесии химические потенциалы ионов в металле  $\mu_m$  и в растворе  $\mu_p$  будут отличаться на величину разности потенциалов двойного электрического слоя:

$$2F\varphi = \mu_{Cu^{2+}, \text{ металл}} - \mu_{Cu^{2+}, \text{ раствор}} \quad \text{где}$$

$2F\varphi$  – работа по переносу заряда  $2F$  (заряд 1 моль  $Cu^{2+}$ ) из одного слоя в другой;

$\mu_{Cu^{2+}, \text{ металл}}$ ,  $\mu_{Cu^{2+}, \text{ раствор}}$  - химические потенциалы ионов меди соответственно в металле и растворе

Известен еще один вид равновесия, который устанавливается между фазами, содержащими несколько ионов, один из которых **легко** **проходит через межфазную границу**, а для других такой переход **затруднен в силу пространственных или химических причин**: на границах **стекло-раствор** или **ионообменная смола (ионит) — раствор**. Такой вид равновесия получил название **мембранного равновесия**. На границе раздела двух подобных фаз также образуется электрический слой и возникает соответствующий скачок потенциала — **мембранный потенциал**.

# Электродные потенциалы

Двойной электрический слой возникает в результате окислительно-восстановительных процессов и отражает способность материала электрода к окислению. Чем *легче материал электрода окисляется*, тем большее количество ионов, при прочих равных условиях, выходит из кристаллической решетки электрода в раствор и тем *отрицательнее его потенциал*. Поэтому потенциал электрода, измеренный в нормированных условиях, получил название ***окислительно-восстановительного потенциала***.

**Экспериментально  
потенциал какой-либо  
точки измерить невозможно,  
Можно измерить его  
величину относительно  
какой-либо точки, т.е.  
разность потенциалов**

При измерении окислительно-восстановительных потенциалов в качестве точки отсчета используют **стандартный водородный электрод (СВЭ)**. Потенциал СВЭ формируется на основе процессов окисления-восстановления, но его потенциал приняли за нуль. Потенциал электрода считается положительным, если электрод заряжается более положительно, чем СВЭ, и отрицательным, если он заряжен более отрицательно, чем стандартный водородный электрод.

**Окислительно-восстановительные**  
**способности материалов сравнивают по**  
**стандартным электродным потенциалам.**

**Стандартным электродным  
потенциалом называют разность  
потенциалов между данным  
электродом и стандартным  
водородным электродом при условии,  
что активности всех участвующих в  
реакции веществ равны единице**

Электрод	Электродная реакция	$E^{\circ}$ , В	Электрод	Электродная реакция	$E^{\circ}$ , В
Li <sup>+</sup> /Li	Li <sup>+</sup> + e = Li	-3,04	Ni <sup>2+</sup> /Ni	Ni <sup>2+</sup> + 2e = Ni	-0,24
Rb <sup>+</sup> /Rb	Rb <sup>+</sup> + e = Rb	-2,92	Sn <sup>2+</sup> /Sn	Sn <sup>2+</sup> + 2e = Sn	-0,136
K <sup>+</sup> /K	K <sup>+</sup> + e = K	-2,92	Pb <sup>2+</sup> /Pb	Pb <sup>2+</sup> + 2e = Pb	-0,126
Ba <sup>2+</sup> /Ba	Ba <sup>2+</sup> + 2e = Ba	-2,90	Fe <sup>3+</sup> /Fe	Fe <sup>3+</sup> + 3e = Fe	-0,036
Ca <sup>2+</sup> /Ca	Ca <sup>2+</sup> + 2e = Ca	-2,87	H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub> , Pt	H <sup>+</sup> + e = 1/2 H <sub>2</sub>	0,000
Na <sup>+</sup> /Na	Na <sup>+</sup> + e = Na	-2,713	Cu <sup>2+</sup> /Cu	Cu <sup>2+</sup> + 2e = Cu	+0,337
Mg <sup>2+</sup> /Mg	Mg <sup>2+</sup> + 2e = Mg	-2,38	Cu <sup>+</sup> /Cu	Cu <sup>+</sup> + e = Cu	+0,52
Al <sup>3+</sup> /Al	Al <sup>3+</sup> + 3e = Al	-1,66	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /Hg	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> + 2e = 2Hg	+0,798
Mn <sup>2+</sup> /Mn	Mn <sup>2+</sup> + 2e = Mn	-1,18	Ag <sup>+</sup> /Ag	Ag <sup>+</sup> + e = Ag	+0,799
Zn <sup>2+</sup> /Zn	Zn <sup>2+</sup> + 2e = Zn	-0,763	Hg <sup>2+</sup> /Hg	Hg <sup>2+</sup> + 2e = Hg	+0,854
Cr <sup>3+</sup> /Cr	Cr <sup>3+</sup> + 3e = Cr	-0,74	Br <sup>-</sup> /Br <sub>2</sub> , Pt	Br <sub>2</sub> + 2e = 2Br <sup>-</sup>	+1,066
Fe <sup>2+</sup> /Fe	Fe <sup>2+</sup> + 2e = Fe	-0,44	Cl <sup>-</sup> /Cl <sub>2</sub> , Pt	Cl <sub>2</sub> + 2e = 2Cl <sup>-</sup>	+1,359
Cd <sup>2+</sup> /Cd	Cd <sup>2+</sup> + 2e = Cd	-0,402	Au <sup>3+</sup> /Au	Au <sup>3+</sup> + 3e = Au	+1,50
Co <sup>2+</sup> /Co	Co <sup>2+</sup> + 2e = Co	-0,27			

Все электроды расположены в ряд по их стандартным электродным потенциалам. В таблице приведены значения стандартных электродных потенциалов для ряда электродов при 298 К. При записи электродов использована последовательность **«ИОН—электрод»** и что стандартные электродные потенциалы являются **восстановительными** стандартными потенциалами, как это рекомендуется Международным союзом по чистой и прикладной химии (IUPAC). Электродная реакция записывается как реакция восстановления (!), т.е. присоединения электронов.

**Величина стандартного электродного потенциала характеризует стремление электродной реакции протекать в направлении восстановления иона. Чем ниже расположена электродная реакция, тем больше тенденция к тому, что окисленная форма присоединит электроны и перейдет в восстановленную форму. И наоборот, чем выше в таблице находится электродная реакция, тем больше стремление восстановленной формы отдать электроны и перейти в окисленную форму.**

Например, **активные металлы** натрия и калия имеют очень **большие отрицательные стандартные электродные потенциалы** и, следовательно, проявляют **сильную тенденцию к потере электронов**.

*Восстановленная форма* любого элемента или иона при активности, равной единице, будет **восстанавливать окисленную форму** элемента или иона (также при единичной активности), **имеющую менее отрицательный стандартный электродный потенциал**.

# ХИМИЯ

## ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ МЕТАЛЛОВ В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ, В

ЭЛЕКТРОД	СРЕДА			ЭЛЕКТРОД	СРЕДА		
	НЕЙТР.	КИСЛ.	ЩЕЛ.		НЕЙТР.	КИСЛ.	ЩЕЛ.
$Mg^{2+}/Mg$	-1,40	-1,57	-1,14	$Mo^{2+}/Mo$	0,10	0,35	-0,28
$Al^{3+}/Al$	-0,57	-0,50	-0,38	$Ni^{2+}/Ni$	-0,01	-0,03	-0,04
$Mn^{2+}/Mn$	-1,00	-0,88	-0,72	$Sn^{2+}/Sn$	-0,21	-0,25	-0,84
$Ta^{2+}/Ta$	0,00	0,39	-0,30	$Pb^{2+}/Pb$	-0,29	-0,23	-0,51
$Zn^{2+}/Zn$	-0,78	-0,84	-1,13	$Sb^{3+}/Sb$	-0,06	0,19	-0,46
$Cr^{3+}/Cr$	-0,08	0,05	-0,20	$Bi^{3+}/Bi$	-0,02	0,02	-0,24
$W^{3+}/W$	-0,02	0,23	-0,33	$Cu^{2+}/Cu$	0,06	0,15	0,03
$Fe^{2+}/Fe$	-0,42	-0,32	-0,10	$Ag^{+}/Ag$	0,23	0,28	0,25
$Cd^{2+}/Cd$	-0,53	-0,51	-0,50	$Hg^{+}/Hg$	0,30	0,33	0,16
$Co^{2+}/Co$	-0,14	-0,16	-0,09	$Au^{3+}/Au$	0,25	0,35	0,21

**Гальванические  
элементы.**

**Электродвижущая  
сила (э.д.с)**



Луиджи  
Гальвани

Гальванический элемент — химический источник электрического тока, основанный на взаимодействии двух металлов и/или их оксидов в электролите, приводящем к возникновению в замкнутой цепи электрического тока. Назван в честь Луиджи Гальвани.

Переход химической энергии в электрическую энергию происходит в гальванических элементах.



# Литий-ионный аккумулятор сотового телефона

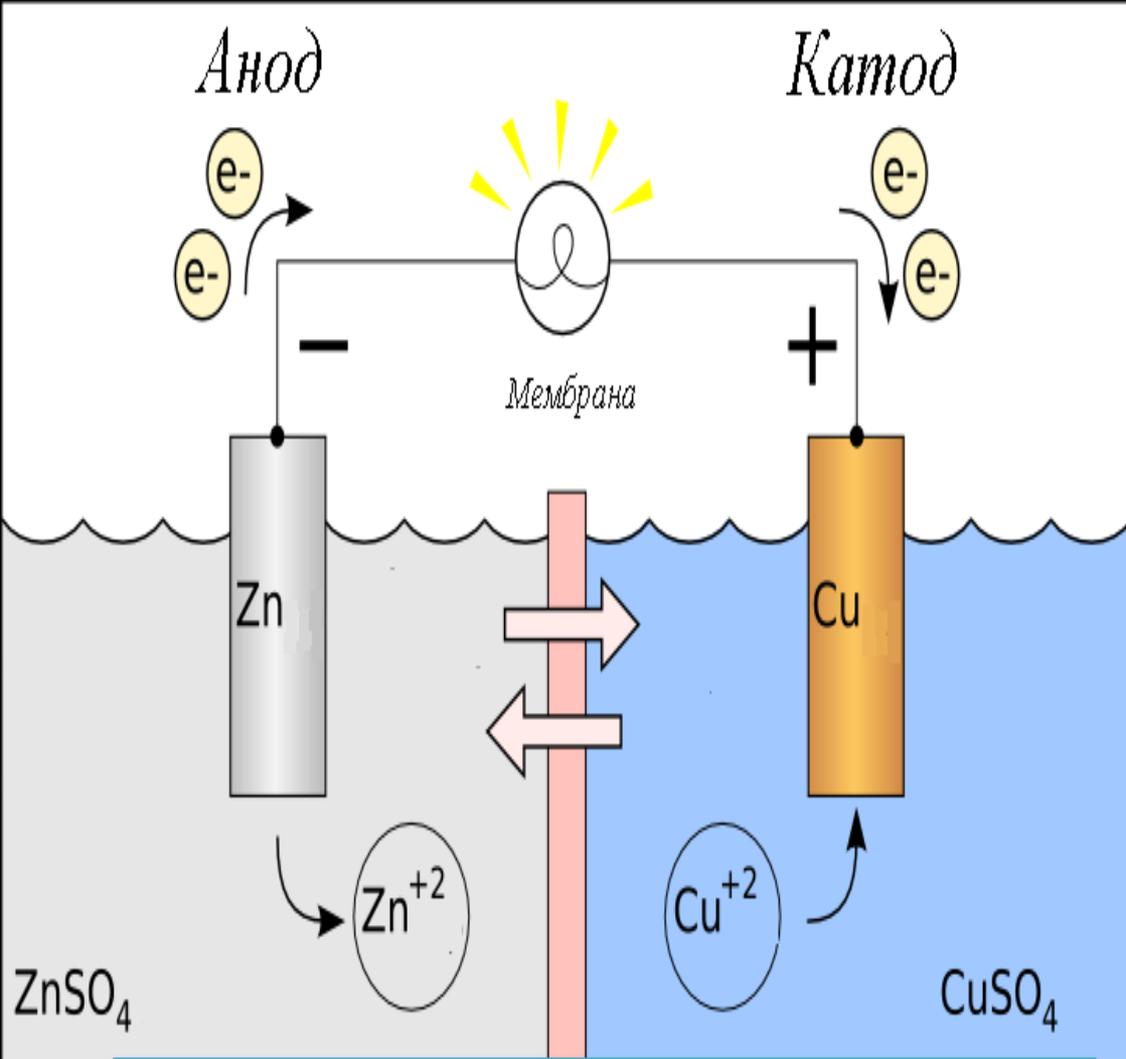
Использованные  
источники питания  
различных типов и  
размеров



## Устройство гальванического элемента



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



Каждый из металлов в такой системе выделит в раствор то количество ионов, которое отвечает его равновесию с раствором. Однако равновесные потенциалы этих металлов **неодинаковы**. **Цинк** обладает более **высокой способностью выделять ионы в раствор**, чем медь, и поэтому приобретает более высокий отрицательный заряд. В нем **избыточных электронов** оказывается больше, чем в Cu.

**Схема гальванического элемента Даниэля-Якоби**

Если теперь **электроды соединить проволокой** (внешняя цепь), то избыточные электроны потекут по внешней цепи из цинка в медь и тем нарушат равновесие двойного слоя на обоих электродах. На цинковом электроде заряд уменьшится и часть ионов вновь покинет электрод, а на медном электроде электронов станет больше равновесного и поэтому некоторая часть ионов из раствора разрядится на электроде. Снова возникнет разность в зарядах электродов.

**Гальваническим элементом**

**называется любое**

**устройство, дающее**

**возможность получать**

**электрический ток за счет**

**проведения той или иной**

**химической реакции**

**Наибольшая разность**

**потенциалов**

**гальванического элемента**

**(т.е. разность потенциалов**

**при обратимых условиях его**

**работы) называется**

**электродвижущей силой**

**(э.д.с)**

**В гальваническом элементе процессы окисления и восстановления разделены, осуществляются они на различных электродах. Окисление цинка происходит на отрицательном электроде:**



**Восстановление меди на положительном электроде:**



**Электрод, на котором идет **окисление**, принято называть *анодом*, а электрод, на котором идет **восстановление**, — *катодом*.**

Электрический ток можно получать не только от элементов с разнородными электродами, которые называются химическими гальваническими элементами.

Существуют источники электрического тока с электродами, изготовленными из одного и того же материала. Такие источники называются концентрационными элементами

Концентрационным

элементом называют

гальванический элемент, в

котором электрическая

работа обусловлена

выравниванием (!)

концентраций рабочих

растворов.

Кроме деления на химические и концентрационные, гальванические элементы подразделяют на *обратимые и необратимые.*

Примером первых являются

**аккумуляторы**, а примером

вторых — **гальванические**

**батареи.**

# Диффузионный потенциал

Скачок потенциала возникает не только на границе твердой и жидкой фаз: электрод-раствор. Контакт двух растворов электролита также приводит к возникновению скачка потенциала. При **контакте концентрированного и разбавленного растворов** хлороводородной кислоты ионы водорода и хлора начинают диффундировать из концентрированного раствора в разбавленный.

**Но ионы водорода движутся быстрее, и поэтому **разбавленный раствор заряжается положительно вследствие избытка ионов водорода**. В более концентрированном растворе остается **избыток ионов хлора**, и, следовательно, он заряжается **отрицательно**. В действительности разделение зарядов очень мало, но возникающая разность потенциалов вполне заметна (десятки милливольт).**

**В общем случае можно утверждать, что разность потенциалов при контакте двух растворов обусловлена различием в скоростях диффузии двух ионов.**

**Разбавленный раствор приобретает заряд, соответствующий заряду более подвижного иона. Величина диффузионного потенциала зависит от температуры, концентрации и подвижности ионов раствора.**

Обычно диффузионный потенциал играет **паразитную роль**, поэтому его стремятся **уменьшить**. Наиболее удобный путь уменьшения диффузионного потенциала — **использование солевого мостика с хлористым калием для соединения двух растворов различных электролитов**. Хлористый калий применяют потому, что подвижности **обоих ионов примерно одинаковы**

Солевой мостик располагают между растворами, поэтому вместо одной жидкой границы возникают две. Так как **концентрация ионов в растворе электролитического мостика выше**, чем в растворах, то через жидкостные границы диффундируют практически только ионы калия и хлора. **На обеих границах возникают малые и противоположные по знаку диффузионные потенциалы, которые взаимно компенсируют друг друга.**

# Электродвижущая сила гальванического элемента

$$E = \varphi^{\circ} (\text{катода}) - \varphi^{\circ}(\text{анода})$$

# Способы обозначений для гальванических элементов

Химический гальванический элемент принято обозначать схемой:



Одной линией обозначают границы фаз типа «твердое тело — твердое тело» и «твердое тело — жидкость». Двумя линиями (или одной штриховой) — границу раздела двух растворов, т.е. положение электролитического мостика.

# Алгоритм составления схемы гальванического элемента

1. Записать схемы электродов.
2. Рассчитать величины электродных потенциалов металлов ( $\varphi_1$  и  $\varphi_2$ ), используя уравнение Нернста
3. Определить, зная, что  $\varphi_{\text{к}} > \varphi_{\text{а}}$ , металл электрода-анода и металл электрода-катода.

## Алгоритм составления схемы гальванического элемента

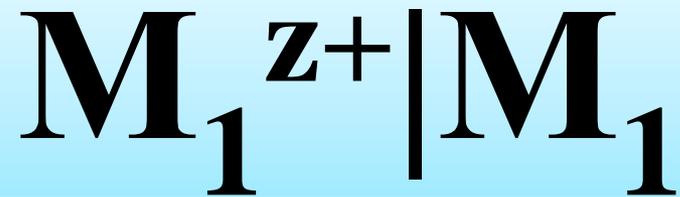
- 4. Составить схему гальванического элемента, используя принятую форму записи.**
- 5. Записать уравнения катодной, анодной и суммарной реакций, идущих в элементе.**
- 6. Рассчитать ЭДС гальванического элемента.**

Реакция, протекающая у **левого** электрода, записывается как реакция **окисления**, а реакция у **правого** электрода — как реакция **восстановления**.

Электрод вместе с раствором, в который он погружен, называется *полуэлементом*.

**Полуэлемент – это электрод вместе с раствором, в который он погружен.**

**Полуэлемент в общем виде принято обозначать схемой:**



**Электродвижущая сила  
гальванического элемента равна  
разности потенциалов полуэлементов:  
из потенциала правого полуэлемента  
(где **восстановление**), вычитают  
потенциал левого полуэлемента (где  
**окисление**). При такой записи э.д.с.  
цепи всегда будет положительной.**

**Концентрационный гальванический элемент, состоящий из двух серебряных электродов, погруженных в растворы  $\text{AgNO}_3$  разных концентраций, изображают как**



**Если  $c_1 < c_2$ , то левый электрод (где малая концентрация) посылает в раствор ионы  $\text{Ag}^+$  и заряжается отрицательно. На правом электроде ионы  $\text{Ag}^+$  разряжаются, сообщая электроду положительный заряд.**

# Термодинамика гальванического элемента. Уравнение Нернста

$$\Delta G = -zFE$$

где  $\Delta G$  – изменение энергии Гиббса в самопроизвольной реакции;

$z$  — число элементарных зарядов, которые участвуют в реакции, протекающей в элементе;

$F$  — число Фарадея;

$E$  - э.д.с. гальванического элемента, В

## Уравнение Нернста

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln \Pi a_i \quad (*)$$

где  $E^{\circ}$  — стандартная э.д.с. гальванического элемента, представляет собой э.д.с. такого элемента, в котором активности реагирующих веществ и продуктов реакции равны единице.

$n(z)$  - число элементарных зарядов, которые участвуют в реакции;  
 $a_i$  - активности реагирующих веществ

**Если активности реагирующих  
веществ и продуктов реакции  
соответствуют активностям в  
равновесной смеси, то уравнение (\*)  
переходит в соотношение**

$$E^0 = \frac{RT}{nF} \ln K$$

где  $K$ — константа равновесия реакции (в равновесии работа совершаться не будет).

# Основное уравнение потенциала электрода

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln[a(\text{окисл})/a(\text{восстан})]$$

Уравнение показывает, что потенциал электрода зависит от его природы (характеризуется стандартным потенциалом), температуры и активности ионов в данном растворе

# Экспериментальное определение электродных потенциалов. Стандартный водородный электрод

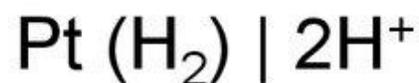
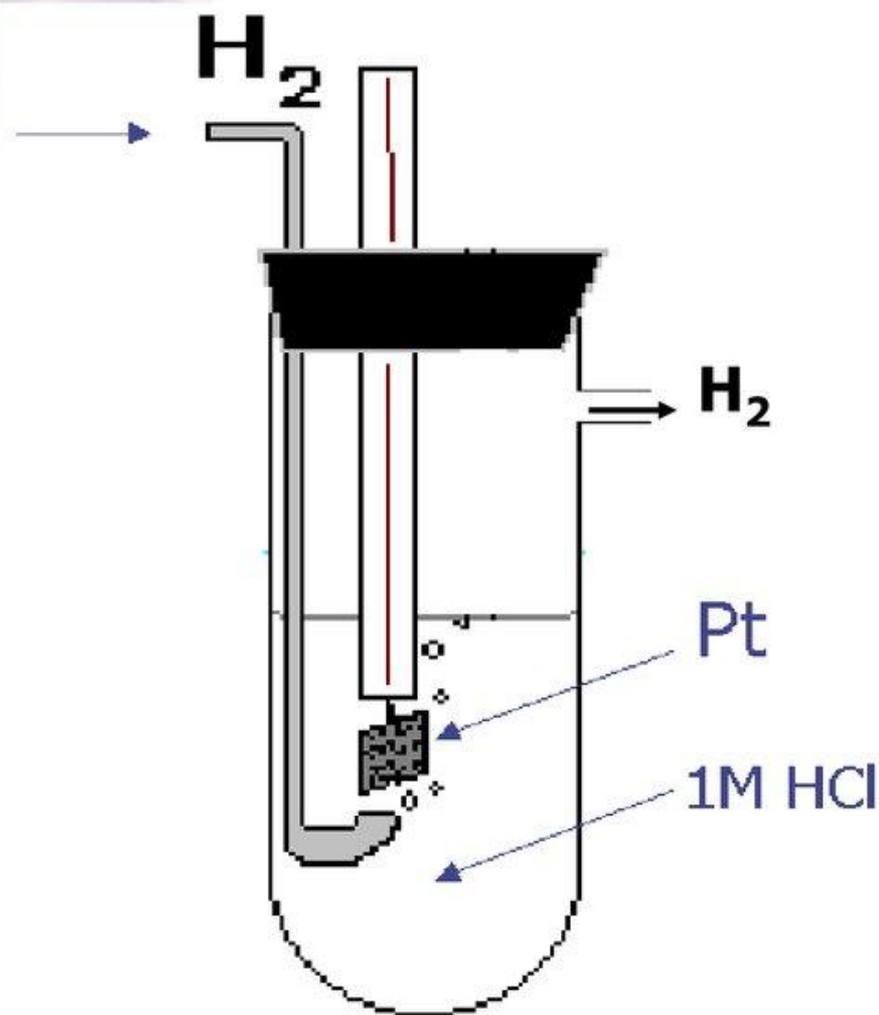
Чтобы экспериментально определить электродный потенциал ( $\varphi_{\text{раб}}$ ), необходимо составить гальванический элемент, содержащий исследуемый электрод, и измерить его э.д.с. Гальванический элемент, кроме исследуемого электрода, должен содержать электрод сравнения, потенциал которого точно известен ( $\varphi_{\text{сравн}}$ ) и хорошо воспроизводим.

**Измеренное значение э.д.с. представляет собой разность потенциалов исследуемого электрода и электрода сравнения**

$$E = \varphi_{\text{раб}} - \varphi_{\text{сравн}}$$



Стандартный электродный потенциал ( $E^0$ )- это ЭДС гальванического элемента, составленного из данного электрода и электрода сравнения. В качестве электрода сравнения используют нормальный водородный электрод (нвэ):



Платиновый электрод, покрытый платиновым порошком, в водном растворе кислоты с  $c(H^+) = 1$  моль/л и омываемый газообразным водородом ( $p = 1$  атм) при 298 К

$$\varphi^\circ(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0$$

Потенциал стандартного водородного электрода, в котором давление газообразного водорода поддерживается 101,3 кПа (1 атм), активность ионов водорода в растворе равна 1 моль/л,  $T = 298 \text{ K}$

# Обратимые и необратимые электроды. Классификация обратимых электродов

Все электроды, как и гальванические элементы, подразделяют на *обратимые* и *необратимые*. Обратимые электроды образуют обратимые гальванические элементы. **Направление реакции в обратимом гальваническом элементе можно изменить на противоположное, если приложить к нему противоположно направленную э.д.с. от внешнего источника тока.** Величина внешней э.д.с. при этом должна бесконечно малую величину превышать э.д.с. исследуемого галь-ванического элемента.

**Необратимые гальванические элементы включают в себя необратимые процессы, так что в них невозможно изменить направление химической реакции на противоположное, изменяя на бесконечно малую величину приложенное внешнее напряжение. Электроды, образующие такие элементы, называют необратимыми.**

Обратимые электроды по назначению подразделяют на *индикаторные электроды и электроды сравнения.*

Индикаторными (или рабочими) называют электроды, **потенциал** которых однозначно *меняется* с **изменением концентрации определяемых ионов.**

Электродами сравнения  
называют такие электроды,  
потенциал **которых точно**  
**известен, точно воспроизводим**  
**и не зависит от концентрации**  
**определяемых ионов, т.е.**  
остаётся постоянным во время  
измерений

**По свойствам и по устройству обратимые электроды делят на следующие группы:**

- 1. Электроды первого рода.*
- 2. Электроды второго рода.*
- 3. Окислительно-восстановительные электроды.*
- 4. Ионоселективные (мембранные) электроды.*

# Электроды первого рода

*Электрдами первого рода*

**называют электроды с активной твердой или газообразной фазой, обратимые *либо* только относительно катионов, *либо* только относительно анионов.**

# Электроды первого рода

- металлические электроды, обратимые относительно катионов;
- металлоидные электроды, обратимые относительно анионов;
- газовые, обратимые или по отношению к катионам, или по отношению к анионам.

# Металлические электроды, обратимые относительно катионов

- это электроды, у которых металл опущен в раствор хорошо растворимой соли этого металла

К числу таких электродов относятся:

- Цинковый электрод ( $Zn|Zn^{2+}$ )
- Медный электрод ( $Cu|Cu^{2+}$ )
- Серебряный электрод ( $Ag|Ag^+$ )

# Потенциал металлических электродов, обратимых относительно катиона

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{zF} \ln(a_{M^+})$$

- $\varphi^0$  - стандартный электродный потенциал,
- $R$  — универсальная газовая постоянная, равная 8.31 Дж/(моль·К);
- $T$  — абсолютная температура;
- $F$  — постоянная Фарадея, равная 96485,35 Кл·моль<sup>-1</sup>;
- $z$  — число электронов, участвующих в процессе.

# Металлоидные электроды обратимые относительно анионов

- Примером может служить

селеновый электрод

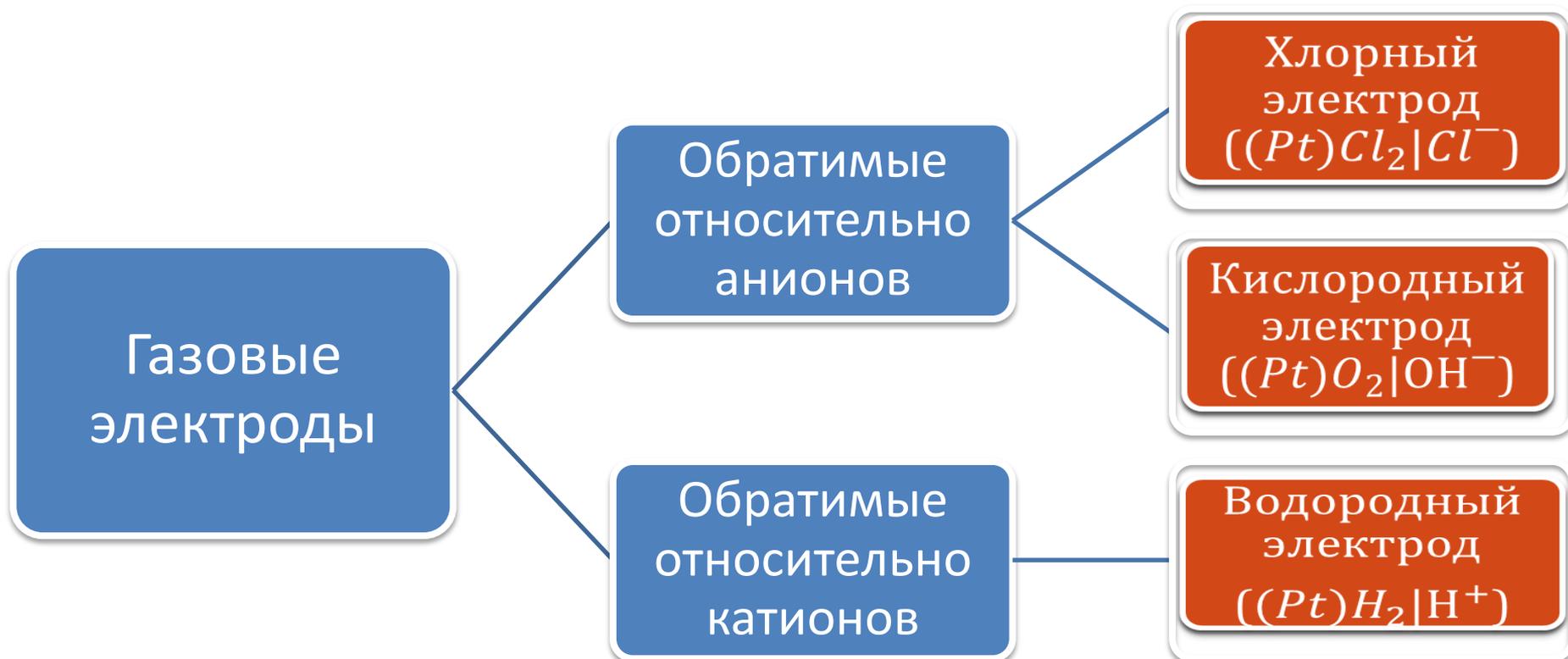


Потенциал для металлоидных  
электродов равен:

$$E = E^0 + \frac{RT}{2F} \ln \frac{1}{a_{Se^{2-}}}.$$

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{zF} \ln \left( \frac{1}{a_{\text{анион}}} \right)$$

# Газовые электроды



# Потенциал газовых электродов

... обратимых по отношению к аниону

- $$\varphi = \varphi^0 - \frac{RT}{zF} \ln(a_{\text{анион}})$$

... обратимых по отношению к катиону

$$E_{\text{H}^+, \text{H}_2} = E_{\text{H}^+, \text{H}_2}^0 + \frac{0,05916}{2} \lg \frac{a_{\text{H}^+}^2}{\tilde{p}_{\text{H}_2}},$$

где  $\tilde{p}_{\text{H}_2}$  – приведенное парциальное давление водорода, т.е. отношение парциального давления газа к нормальному атмосферному – 101325 Па.

# Электроды второго рода

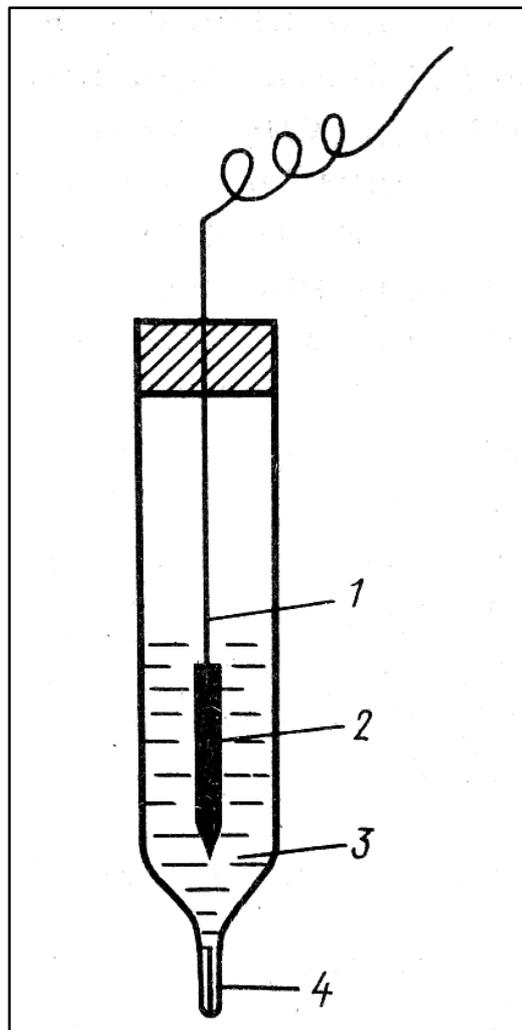
- Сложные многофазные электроды, формально обратимые как относительно катионов, так и относительно анионов.

- Условное обозначение таких электродов :



- Представителями электродов второго рода являются:
  1. хлорсеребряный электроды
  2. каломельный электроды

# хлорсеребряный электрод ( $Ag|AgCl|KCl$ )

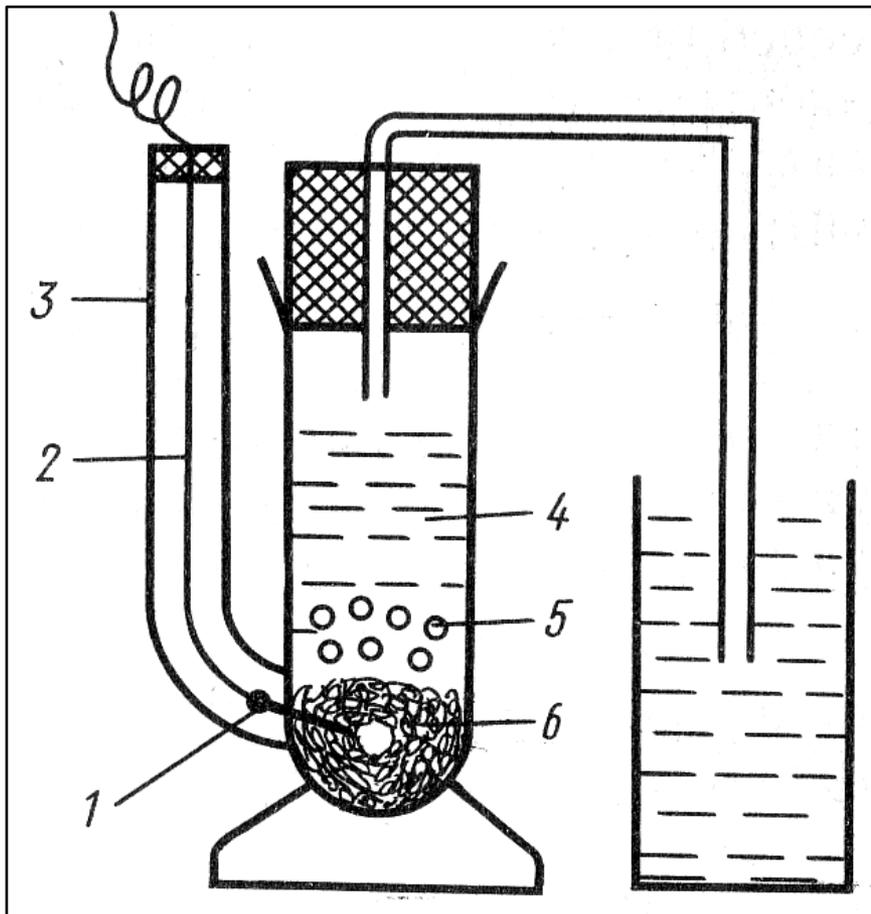


$$\varphi_{AgCl, Ag^0, Cl^-} = \varphi_{AgCl, Ag^0, Cl^-}^0 - 0.0591 \lg a_{Cl^-}$$

Потенциал хлорсеребряного электрода с насыщенным раствором  $KCl$  равен  $0,23$  В при  $25$  °С.

- 1 – серебряная проволока,
- 2 – слой  $AgCl$ ,
- 3 – раствор  $AgCl$ ,
- 4 – микрощель.

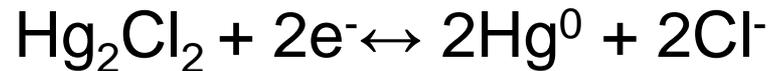
# КАТОДНЫЙ ЭЛЕКТРОД $((Pt)Hg^0 | Hg_2Cl_2 | KCl)$



- 1 – платина,
- 2 – медный проводник,
- 3 – стеклянная трубка,
- 4 – раствор
- 5 – паста,
- 6 – ртуть.

# каломельный электрод $((Pt)Hg^0 | Hg_2Cl_2 | KCl)$

В соответствии с потенциалопределяющим процессом



выражение для потенциала каломельного электрода  
имеет вид

$$\varphi_{Hg_2Cl_2, Hg^0, Cl^-} = \varphi_{Hg_2Cl_2, Hg^0, Cl^-}^0 - 0.0591 \lg a_{Cl^-}$$

Потенциал каломельного электрода с насыщенным раствором KCl равен 0,242 В при 25 °С.



**Каломель. Кáломель (от др.-греч. καλός — красивый и μέλας — чёрный)  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  — редкий минерал из класса галогенидов, хлорид ртути(I). Кристаллизуется в тетрагональной сингонии, дитетрагонально-дипирамидальный класс симметрии.**

**Блеск алмазный;** твёрдость по минералогической шкале 1,5. Характеризуется очень высоким двупреломлением. Кристаллы редки и мелкие, обычно представляет собой землистые массы или белый порошок. Без вкуса и запаха, нерастворим в воде, спирте и органических растворителях. **При действии аммиака чернеет (отсюда название). Почернение происходит вследствие выделения мелкодисперсной ртути.**

**Плотность  $7160 \text{ кг/м}^3$ , испаряется без плавления; температура возгонки  $383,7 \text{ °C}$ ; очень слабо растворим в воде.**

# Окислительно-восстановительные электроды

-электроды, металл которых не принимает участия в окислительно-восстановительной реакции, а является только переносчиком электронов, процесс же окисления — восстановления протекает между ионами, находящимися в растворе.

Схема электрода и уравнение потенциалопределяющего процесса:

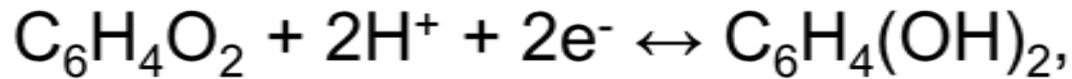


Наиболее широко применяемым редокс - электродом является хингидронный электрод.

# Хингидронный электрод

$((Pt)|C_6H_4O_2, C_6H_4(OH)_2, H^+)$  или  $((Pt)|X, H_2X, H^+)$

На хингидронном электроде протекает реакция



которой соответствует выражение для потенциала

$$\varphi_{X, H_2X, H^+} = \varphi_{X, H_2X, H}^0 + \frac{0.0591}{2} \lg \frac{a_X a_{H^+}^2}{a_{H_2X}}$$

**ХИНОН (X);**

**ГИДРОХИНОН (H<sub>2</sub>X)**

# Хингидронный электрод

- Если принять, что коэффициенты активности хинона и гидрохинона равны, то активности хинона и гидрохинона будут одинаковы. В связи с этим уравнение упрощается:

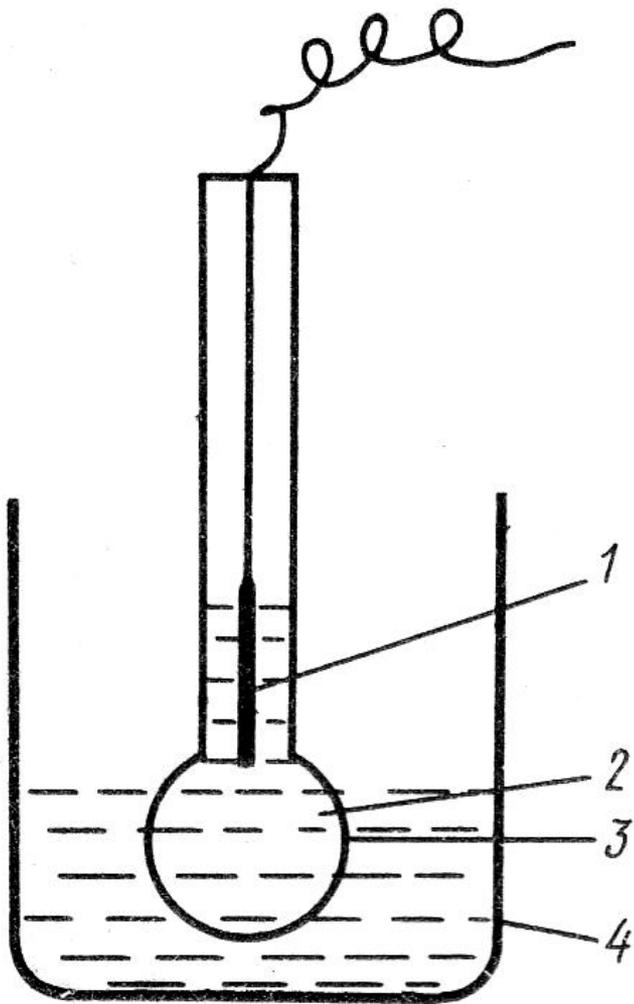
$$\varphi_{X, H_2X, H^+} = \varphi_{X, H_2X, H}^0 + 0,0591 \lg a_{H^+} = \varphi_{X, H_2X, H^+}^0 - 0,0591 \lg pH$$

**Потенциал хингидронного электрода равен 0,699 В при 25 °С.**

# Ионообменные (мембранные) электроды

- Электроды, состоящие из ионита и раствора, потенциал на границе раздела фаз которых возникает за счёт избирательного ионообменного процесса между фазами.
- Одной из разновидностей ионообменных электродов является стеклянный электрод, обратимый относительно ионов водорода.

# Стеклянный электроо ( $Ag|AgCl|HCl$ )



- 1 – внутренний электрод,
- 2 – внутренний раствор- 0,1М раствор HCl
- 3 – стеклянная мембрана,
- 4 – сосуд с исследуемым раствором.

$$\varphi = \varphi_{ЭФ}^{\circ} + 0,0591 \cdot \lg a_{H}^{\prime}$$

# Потенциометрия

*Потенциометрией* называют группу методов количественного анализа, основанных на использовании зависимости равновесного потенциала электрода, опущенного в раствор, от активности (концентрации) ионов этого раствора.

**Теоретической основой потенциометрии является уравнение Нернста.** Практически потенциометрия реализуется путем создания из исследуемой системы гальванического элемента.



W. Nernst (1864 - 1941)

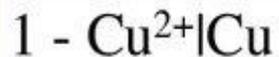
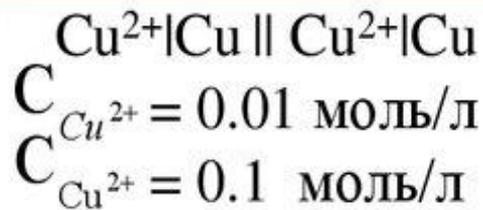
Вальтер Фридрих Герман  
Нернст

уравнение Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + (RT/nF) \cdot \ln K_p = \varphi^0 + (RT/nF) \cdot \ln([Ox]/[Red])$$

где  $\varphi$  – потенциал электрода в нестандартных условиях;  $\varphi^0$  – стандартный электродный потенциал;  $R$  – универсальная газовая постоянная;  $T$  – температура, К;  $n$  – количество электронов, участвующих в процессе;  $F$  – постоянная Фарадея;  $K_p$  – константа равновесия;  $[Ox]$  – концентрация окисленной формы электролита;  $[Red]$  – концентрация восстановленной формы электролита.

# Концентрационный гальванический элемент



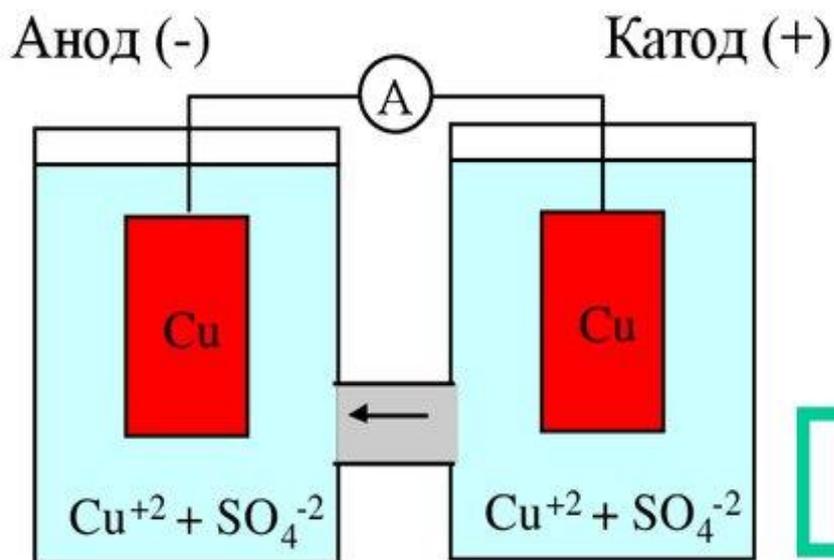
$$\varphi = +0.34 + \frac{0.059}{2} \cdot \lg 0.01 = +0.28 \text{ В}$$

$$\varphi = +0.34 + \frac{0.059}{2} \cdot \lg 0.1 = +0.31 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{К}} > \varphi_{\text{А}} \quad +0.31 \text{ В} > +0.28 \text{ В}$$

Анод - Cu 1 - окисление

Катод - Cu 2 - восстановление



ЭДС:

$$E = \varphi_{\text{К}} - \varphi_{\text{А}} = (+0.31) - (+0.28) = 0.03 \text{ В}$$

Если электрод не обменивает ионы  
с раствором, то его символ  
заключается в скобки. Например,  
электрод из **платины**,  
**насыщенный водородом**,  
**погруженный в раствор HCl**  
(водородный электрод),  
обозначают  **$(Pt)H_2 | HCl$** .

# **Мнемоническое правило:**

**Для запоминания катодных и анодных процессов в электрохимии существует следующее мнемоническое правило:**

**У анода анионы окисляются**

**На катоде катионы восстанавливаются**

*В первой строке все слова начинаются с гласной буквы, во второй — с согласной.*

**Или проще:**

**КАТод — КАТионы (ионы у катода)**

**АНОд — АНИоны (ионы у анода)**

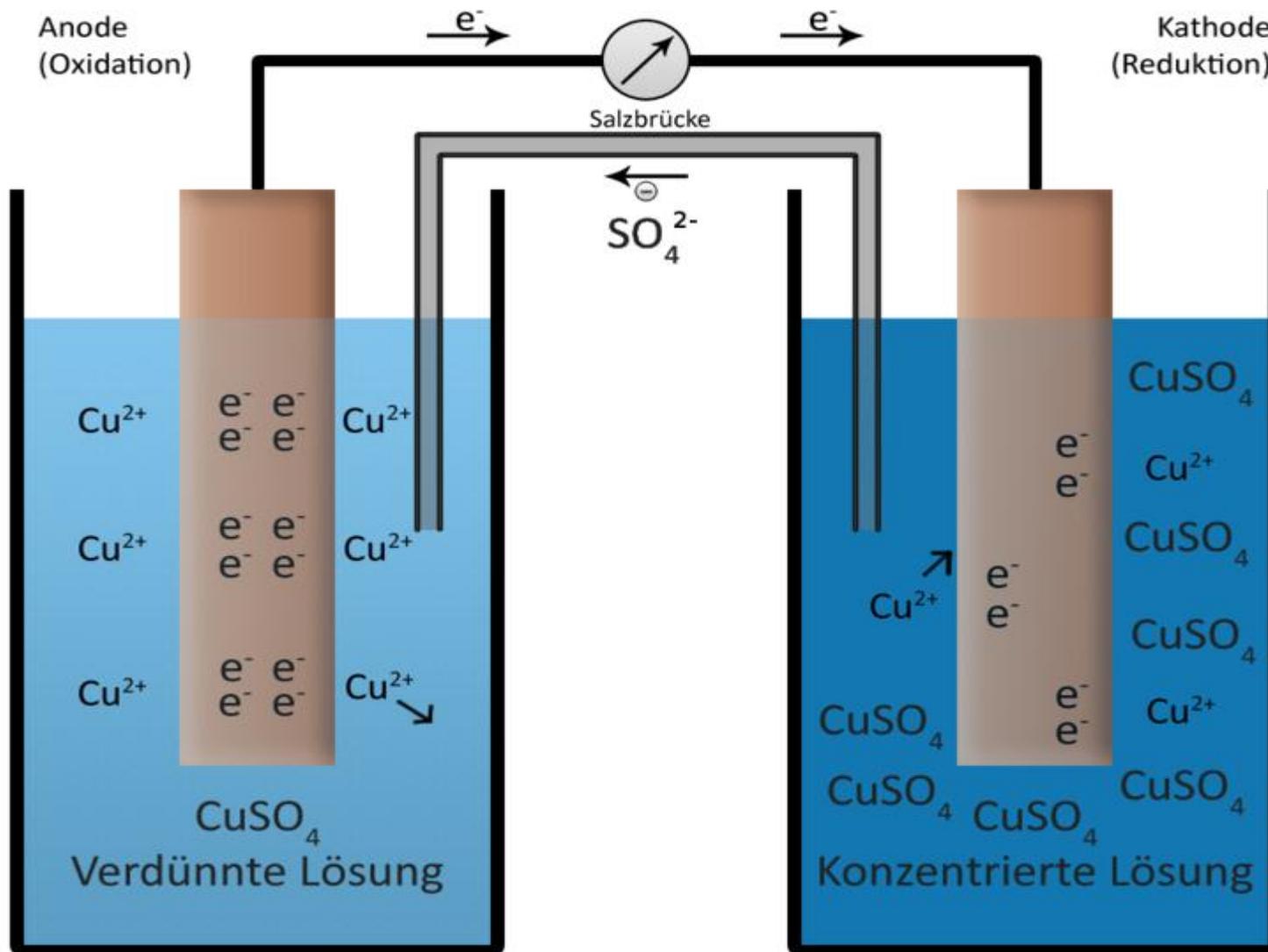
# Индикаторные электроды и электроды сравнения

- **Индикаторными** называют электроды, потенциал которых **однозначно** меняется с изменением концентрации определяемых ионов
- (например, электроды  $\text{Ag}^0 \mid \text{Ag}^+$ ;  $\text{Cu}^0 \mid \text{Cu}^{2+}$ ;  $\text{Zn}^0 \mid \text{Zn}^{2+}$ ;  $(\text{Pt})\text{H}_2 \mid \text{H}^+$ ;  $\text{Pt} \mid \text{X}, \text{H}_2\text{X}, \text{H}^+$  и др.)
- **Электродами сравнения** называют такие электроды, потенциал которых известен, точно воспроизводим и не зависит от концентрации определяемых ионов, т. е. остается постоянным во время измерений. **К электродам сравнения относят стандартный водородный электрод, хлорсеребряный и каломельный электроды.** Применяемые на практике электроды сравнения должны быть легки в эксплуатации.

# Электродный потенциал

$$\begin{aligned} & \varphi, \text{ В} \\ \varphi(M^{z+}/M) &= \\ &= \varphi^{\circ}(M^{z+}/M) + \\ &+ \frac{RT}{zF} \ln a(M^{z+}) \text{ —} \\ &\text{уравнение Нернста} \end{aligned}$$

Возникает на границе металл-раствор в результате протекания окислительно-восстановительных реакций на межфазной границе, сопровождаемых переходом катионов металла через нее. Равен ЭДС гальванической цепи, состоящей из стандартного водородного электрода и электрода, потенциал которого подлежит определению



# Концентрационный элемент

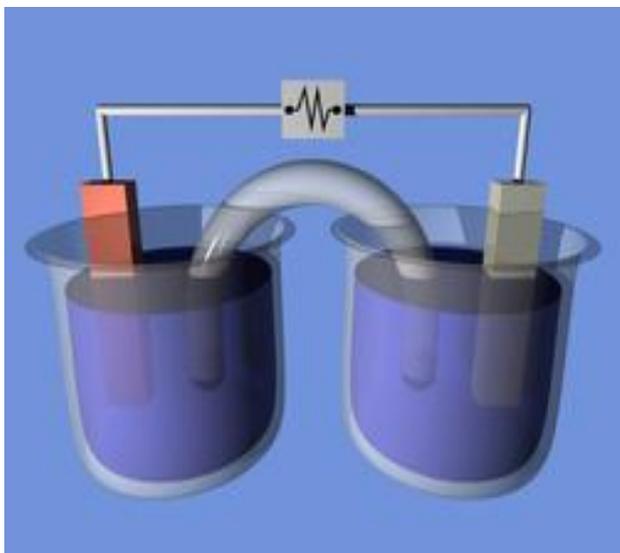
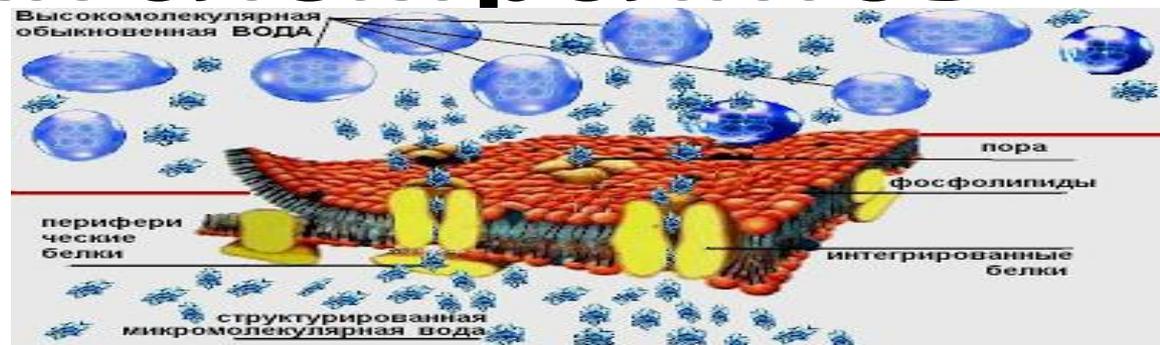


Схема  
электролитической  
ячейки для  
исследования  
электролиза

Электролитическая  
ячейка —  
электрохимическое  
устройство, служащее  
для проведения  
электрохимических  
реакций и  
представляющее собой  
сосуд с электролитом, в  
который погружены  
два электрода.

**Электрическая  
проводимость  
биологических  
объектов в  
норме и  
патологии**

**Живой организм, с точки зрения электрохимической системы, состоящая из клеток и межклеточного пространства, заполненная растворами электролитов**



**В медико -  
биологических  
исследованиях измерения,  
как правило, проводят при  
переменном токе с частотой  
более 1 кГц**



**Лучше проводят ток биожидкости и  
ткани небольшой плотности,  
содержащие много воды и  
высокоподвижных ионов - кровь,  
лимфа, желудочный сок, моча,  
спинномозговая жидкость, мышцы,  
подкожная клетчатка.**

**Низкая электрическая проводимость  
у нервной ткани, жира, кожи и  
костной ткани**



**В соответствии с законами  
электрической проводимости**

Удельная электрическая проводимость биологических тканей  
и биологических жидкостей организма при 37 °С

Биосубстрат	$\chi$ , См/м	Биосубстрат	$\chi$ , См/м
Цельная кровь	0,54	Мышечная ткань	0,66
Плазма крови	1,47–1,6	Нервная ткань	$4 \cdot 10^{-2}$
Желудочный сок	1,0–1,25	Жировая ткань	$2 \cdot 10^{-2}$
Спинномозговая жидкость	1,8	Сухая кожа	$3 \cdot 10^{-4}$
Моча	1,6–2,3	Костная ткань	$5 \cdot 10^{-7}$

**Изучение электропроводящих свойств тканей и органов живых организмов имеет большое значение для понимания особенностей их строения и функционирования в норме и патологии**

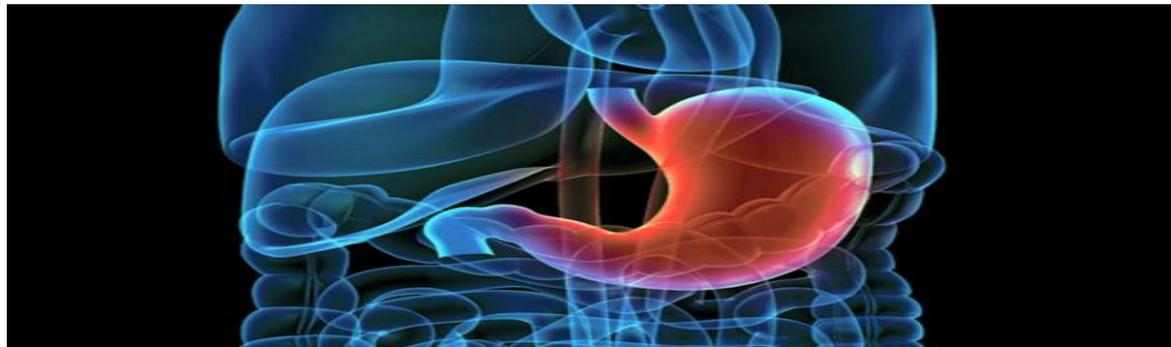
**Электрическая проводимость мочи в норме  
лежит в пределах 1,6-2,3 См/м**

**При заболеваниях почек( нефрит, нефросклероз,  
гломерулонефрит) электрическая проводимость  
может понижаться до 0,9-1,4 См/м, что связано с  
уменьшением концентрации NaCl и увеличением  
содержания белка.**

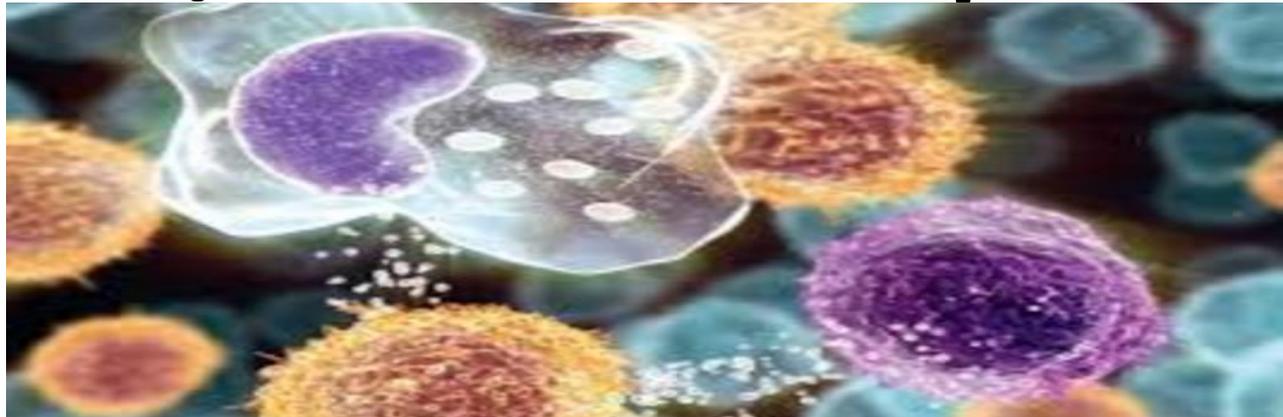
**При диабете электрическая проводимость мочи  
так же понижена до 0,9-1,4 См/м из- за  
повышенного содержания сахара, являющего  
неэлектролитом.**



**Электрическая проводимость желудка главным образом зависит от содержания в нем свободной соляной кислоты. В норме удельная электрическая проводимость желудочного сока составляет 1,0- 1,25 См/м. Значения свыше 1,25 См/м указывает на гиперкислотность, в пределах 0,8- 1,0- на гипокислотность, а менее 0,8- свидетельствуют о бескислотности.**



**При воспалительных процессах электрическая проводимость клеток сначала уменьшается вследствие набухания клеток и увеличения клеточного объема, затем увеличивается в связи с ростом проницаемости мембран.**



**Электрическая проводимость крови  
изменяется в процессе свертывания.**

**При появлении в крови фибрина и  
затем кровяного сгустка электрическая  
проводимость падает до тех пор, пока  
не начинается ретракция и  
фибринолиз, сопровождающиеся  
выделением сыворотки из сгустка, его  
растворением и некоторым  
увеличением электрической  
проводимости крови.**

На определении электрической проводимости крови основано изучение кровенаполнения органов и сосудов. Электрическая проводимость цельной крови меньше, чем других клеточных жидкостей, поэтому при наполнении сосудов кровью их электрическое сопротивление повышается. Метод изучения кровообращения в печени, сердце, почках, кровотока в сосудах на основе кондуктометрических измерений получил название реографии.

**ВЫВОД: Определение электрической проводимости тканей широко используется в диагностике.**

**Электрическая проводимость лежит в основе методов лечения- ионофорез, электростимуляция, диатермия, ультравысокочастотная терапия.**



**Измерение электрического сопротивления кожи имеет большое практическое значение для клинической рефлексологии- позволяет определять местонахождение биологически активных (акупунктурных) точек на теле. В области акупунктуры (1-3 мм<sup>2</sup>) кожа имеет низкое электросопротивление (1-3 кОм), тогда как остальные участки кожи имеют электросопротивление 20-100 кОм.**



**В совокупности акупунктурные точки составляют систему прямой и обратной связи наших органов с окружающей средой. Поэтому рефлексология использует их и в диагностических, и в терапевтических целях, оказывая на эти точки различные воздействия (иглоукалывание, электропунктура, облучение лазером).**



# Основная литература

- 1. Физическая и коллоидная химия: учебник/ Под ред. проф. А.П.Беляева. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010. – 704 с.: (2изд., 2014. - 752 с.)**
- 2. Слесарев В.И. Химия: Основы химии живого: Учебник для вузов. – СПб, 2007. – 784 с.**
- 3. Физическая и коллоидная химия. Задачник: учеб.пособие для вузов / А.П.Беляев, А.С.Чухно, Л.А.Бахолдина, В.В.Гришин; под ред. А.П. Беляева. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 288с.**
- 4. Электронные ресурсы**

# Дополнительная литература

- 1. Типовые расчеты по физической и коллоидной химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие. - Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/45679/> А. Н. Васюкова, О. П. Задачаина, Н. В. Насонова [и др.] СПб. : Лань, 2014. ЭБС Лань**
- 2. Типовые расчеты по физической и коллоидной химии : учеб. пособие А. Н. Васюкова, О. П. Задачаина, Н. В. Насонова [и др.] СПб. : Лань, 2014.**
- 3. Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс] : учеб. для мед. вузов (с задачами и решениями). - Режим доступа: <http://ibooks.ru/reading.php?productid=351894> Н. Н. Муш камбаров М.: Флинта , 2015. ЭБС iBooks**

# Дополнительная литература

4. Физическая и коллоидная химия. Задачник : учеб. пособие . А. П. Беляев, А. С. Чухно, Л. А. Бахолдина [и др.] ; ред. А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014.

5. Физическая и коллоидная химия. Задачник [Электронный ресурс] : учеб. пособие. - Режим доступа:

<http://www.studmedlib.ru/ru/book/ISBN9785970428443.html> А. П. Беляев, А. С. Чухно, Л. А. Бахолдина [и др.] ; ред. А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. ЭБС  
Консультант студента (ВУЗ)

6. Физическая и коллоидная химия. Практикум обработки экспериментальных результатов : учеб. пособие А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2015.

# Дополнительная литература

7. Физическая и коллоидная химия. Руководство к практическим занятиям : учеб. пособие ред. А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2012.

8. Физическая и коллоидная химия. Руководство к практическим занятиям [Электронный ресурс] : учеб. пособие. - Режим доступа:

<http://www.studmedlib.ru/ru/book/ISBN9785970422076.html>

ред. А. П. Беляев М. : ГЭОТАР-Медиа, 2012.

ЭБС Консультант студента (ВУЗ)

9. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебник. - Режим доступа:

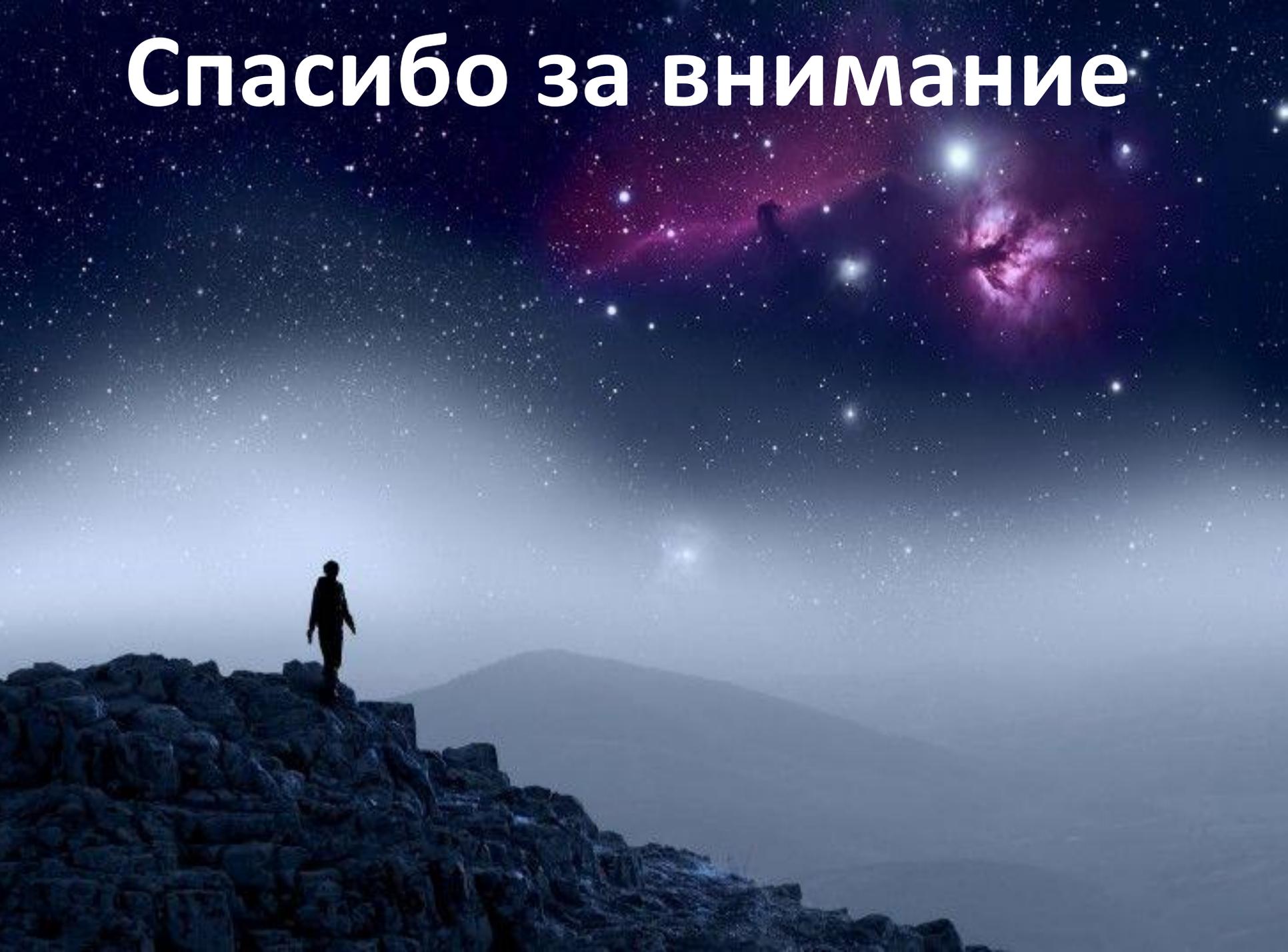
<http://www.studmedlib.ru/ru/book/ISBN9785970423905.html>

Ю. Я. Харитонов М. : ГЭОТАР-Медиа, 2013.

ЭБС Консультант студента (ВУЗ)

10. Химия: Основы химии живого : учеб. для вузов В. И. Слесарев СПб. : Химиздат, 2007. 299

**Спасибо за внимание**



Группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII
Периоды	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B
1	<b>(H)</b>						<b>H</b> Hydrogenium Водород	<b>He</b> Helium Гелий				
2	<b>Li</b> Lithium Литий	<b>Be</b> Beryllium Бериллий	<b>B</b> Borum Бор	<b>C</b> Carboneum Углерод	<b>N</b> Nitrogenium Азот	<b>O</b> Oxygenium Кислород	<b>F</b> Fluorum Фтор	<b>Ne</b> Neon Неон				
3	<b>Na</b> Natrium Натрий	<b>Mg</b> Magnesium Магний	<b>Al</b> Aluminium Алюминий	<b>Si</b> Silicium Кремний	<b>P</b> Phosphorus Фосфор	<b>S</b> Sulfur Сера	<b>Cl</b> Chlorium Хлор	<b>Ar</b> Argon Аргон				
4	<b>K</b> Kalium Калий	<b>Ca</b> Calcium Кальций	<b>Sc</b> Scandium Скандий	<b>Ti</b> Titanium Титан	<b>V</b> Vanadium Ванадий	<b>Cr</b> Chromium Хром	<b>Mn</b> Manganum Марганец	<b>Fe</b> Ferrum Железо				
	<b>Cu</b> Cuprum Медь	<b>Zn</b> Zincum Цинк	<b>Ga</b> Gallium Галлий	<b>Ge</b> Germanium Германий	<b>As</b> Arsenicum Мышьяк	<b>Se</b> Selenium Селен	<b>Br</b> Bromum Бром	<b>Kr</b> Krypton Криптон				
5	<b>Rb</b> Rubidium Рубидий	<b>Sr</b> Strontium Стронций	<b>Y</b> Yttrium Иттрий	<b>Zr</b> Zirconium Цирконий	<b>Nb</b> Niobium Ниобий	<b>Mo</b> Molybdaenum Молибден	<b>Tc</b> Technetium Технеций	<b>Ru</b> Ruthenium Рутений				
	<b>Ag</b> Argentum Серебро	<b>Cd</b> Cadmium Кадмий	<b>In</b> Indium Индий	<b>Sn</b> Stannum Олово	<b>Sb</b> Stibium Сурьма	<b>Te</b> Tellurium Теллур	<b>I</b> Iodum Иод	<b>Xe</b> Xenon Ксенон				
6	<b>Cs</b> Cesium Цезий	<b>Ba</b> Barium Барий	<b>La*</b> Lanthanum Лантан	<b>Hf</b> Hafnium Гафний	<b>Ta</b> Tantalum Тантал	<b>W</b> Wolframium Вольфрам	<b>Re</b> Rhenium Рений	<b>Os</b> Osmium Осмий				
	<b>Au</b> Aurum Золото	<b>Hg</b> Hydrargyrum Ртуть	<b>Tl</b> Thallium Таллий	<b>Pb</b> Plumbum Свинец	<b>Bi</b> Bismuthum Висмут	<b>Po</b> Polonium Полоний	<b>At</b> Astatum Астат	<b>Rn</b> Radon Радон				
7	<b>Fr</b> Francium Франций	<b>Ra</b> Radium Радий	<b>Ac**</b> Actinium Актиний	<b>Rf</b> Rutherfordium Фезерфордий	<b>Db</b> Dubnium Дубний	<b>Sg</b> Seaborgium Сиборгий	<b>Bh</b> Bohrium Борий	<b>Hs</b> Hassium Хассий				
	$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$	$RO$				
				$RH_4$	$RH_3$	$RH_2$	$RH$					
Аноиды*	<b>Ce</b> Cerium Церий	<b>Pr</b> Praseodymium Празеодим	<b>Nd</b> Neodymium Неодим	<b>Pm</b> Promethium Прометий	<b>Sm</b> Samarium Самарий	<b>Eu</b> Europium Европий	<b>Gd</b> Gadolinium Гадолиний	<b>Tb</b> Terbium Тербий	<b>Dy</b> Dysprosium Диспрозий	<b>Ho</b> Holmium Гольмий	<b>Er</b> Erbium Эрбий	<b>Tm</b> Thulium Тулий
Аноиды**	<b>Th</b> Thorium Торий	<b>Pa</b> Protactinium Протактиний	<b>U</b> Uranium Уран	<b>Np</b> Neptunium Нептуний	<b>Pu</b> Plutonium Плутоний	<b>Am</b> Americium Америций	<b>Cm</b> Curium Кюрий	<b>Bk</b> Berkelium Берклий	<b>Cf</b> Californium Калифорний	<b>Es</b> Einsteinium Эйнштейний	<b>Fm</b> Fermium Фермий	<b>Md</b> Mendelevium Менделевий