


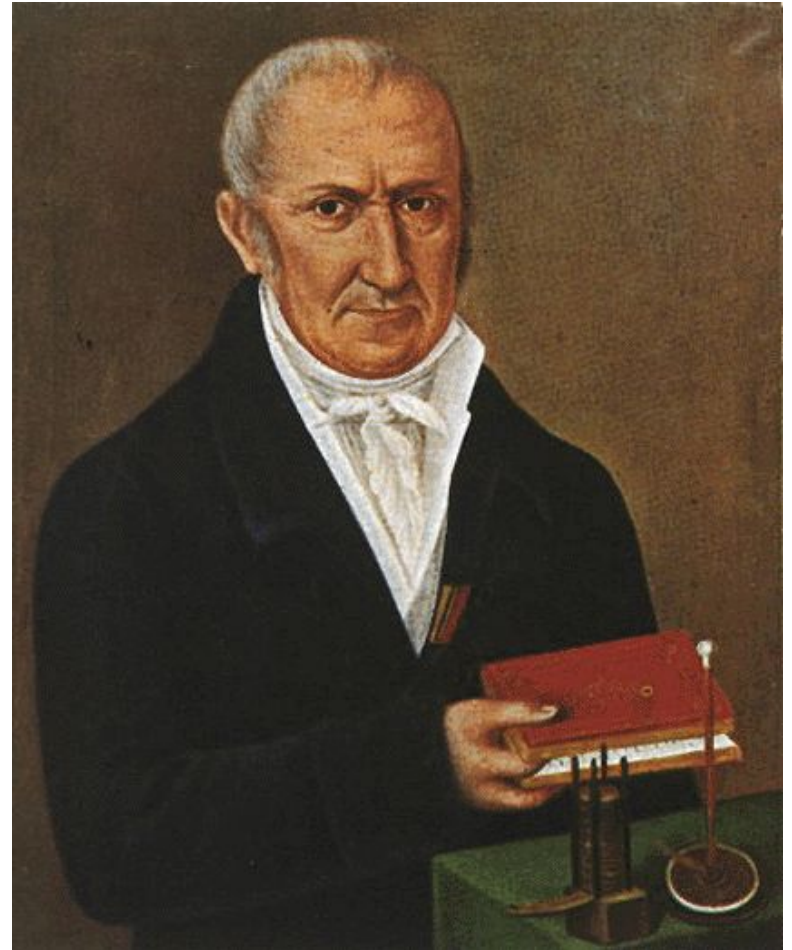


Электродный потенциал.  
Критерий протекания  
ОКИСЛИТЕЛЬНО-  
ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ  
реакций.



**Химические процессы могут сопровождаться различными явлениями — поглощением и выделением теплоты, света, звука и т.д. В частности, они могут приводить к возникновению электрического тока или вызываться им. Такие процессы называются электрохимическими, и их открытие сыграло существенную роль, как в химии, так и в физике.**

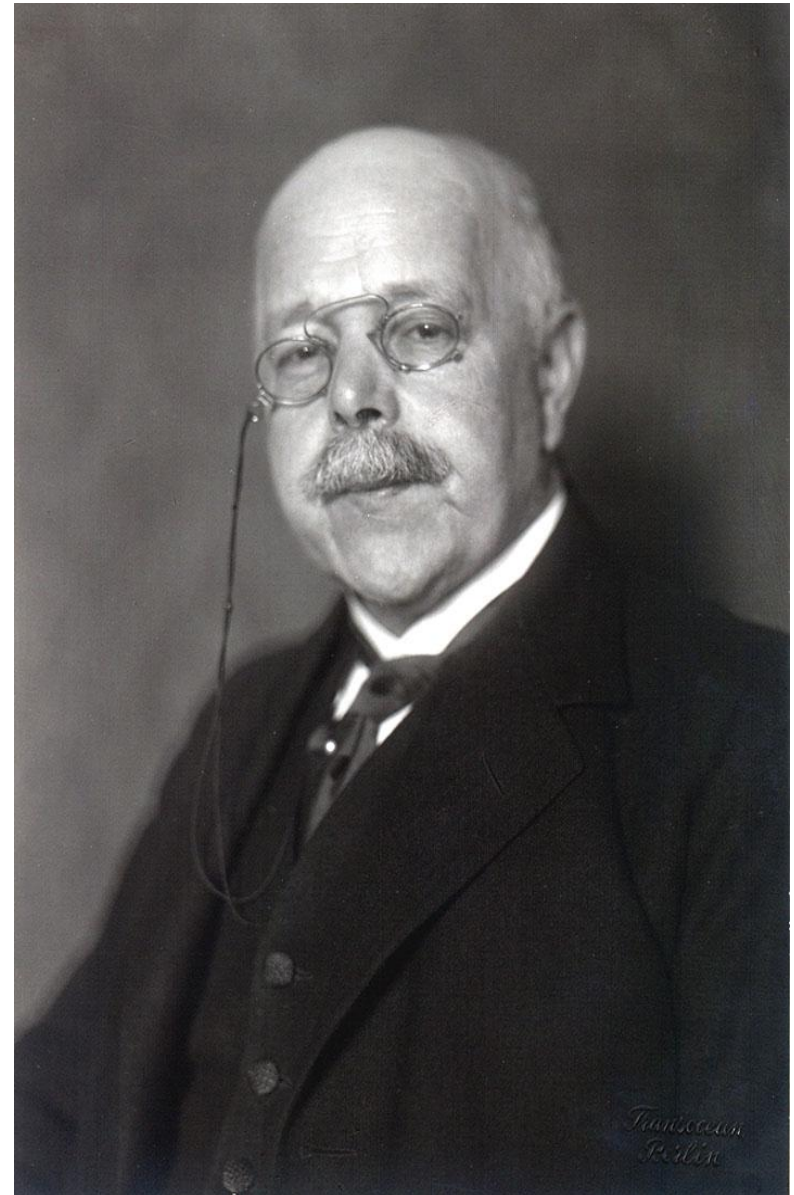
Алессандро Вольта опытным путём установил ряд напряжений металлов: Zn, Pb, Sn, Fe, Cu, Ag, Au. Сила гальванического элемента оказывалась тем больше, чем дальше стояли друг от друга члены ряда. Но причина этого в те годы была неизвестна.



**В 1853 г. русский  
учёный, один из  
основоположников  
физической химии  
Николай  
Николаевич Бекетов  
(1827-1911)  
сделал в Париже  
сообщение на тему  
"Исследование над  
явлениями  
вытеснения одних  
элементов  
другими".**



**Теоретическую  
основу ряда  
активности  
(и ряда  
напряжений)  
зложил  
немецкий  
физикохимик  
Вальтер Нернст  
(1864-1941).**



**Величина , характеризующая способность каждого металла переходить в раствор в виде ионов, а также восстанавливаться из ионов до металла на электроде - стандартный электродный потенциал металла, а соответствующий ряд, выстроенный в порядке изменения потенциалов, называется рядом стандартных электродных потенциалов.**

*Усиление восстановительной активности металлов*

Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Ag	Au
Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Au <sup>3+</sup>

*Усиление окислительной активности ионов металлов*

Электрод	Реакция	$E^0$ , В
Na <sup>+</sup> /Na <sup>0</sup>	Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> → Na <sup>0</sup>	- 2,71
Mg <sup>2+</sup> /Mg <sup>0</sup>	Mg <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Mg <sup>0</sup>	- 2,38
Al <sup>3+</sup> /Al <sup>0</sup>	Al <sup>3+</sup> + 3 e <sup>-</sup> → Al <sup>0</sup>	- 1,66
Mn <sup>2+</sup> /Mn <sup>0</sup>	Mn <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Mn <sup>0</sup>	- 1,18
Zn <sup>2+</sup> /Zn <sup>0</sup>	Zn <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Zn <sup>0</sup>	- 0,76
Fe <sup>2+</sup> /Fe <sup>0</sup>	Fe <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Fe <sup>0</sup>	- 0,44
Cd <sup>2+</sup> /Cd <sup>0</sup>	Cd <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Cd <sup>0</sup>	- 0,40
Co <sup>2+</sup> /Co <sup>0</sup>	Co <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Cd <sup>0</sup>	- 0,28
Ni <sup>2+</sup> /Ni <sup>0</sup>	Ni <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Ni <sup>0</sup>	- 0,25
Sn <sup>2+</sup> /Sn <sup>0</sup>	Sn <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Sn <sup>0</sup>	- 0,14
Pb <sup>2+</sup> /Pb <sup>0</sup>	Pb <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Pb <sup>0</sup>	- 0,13
H <sup>+</sup> /½H <sub>2</sub>	H <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> → ½ H <sub>2</sub>	0,00
Cu <sup>2+</sup> /Cu <sup>0</sup>	Cu <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Cu <sup>0</sup>	+ 0,34
Ag <sup>+</sup> /Ag <sup>0</sup>	Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> → Ag <sup>0</sup>	+ 0,80
Au <sup>3+</sup> /Au <sup>0</sup>	Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> → Au <sup>0</sup>	+ 1,50

**Величина электродного потенциала зависит от природы металла, концентрации ионов в растворе, температуры и определяется уравнением Нернста:**

$$E_{Me^{n+}/Me^0} = E_{Me^{n+}/Me^0}^0 + \frac{RT}{nF} \ln c_{Me^{n+}},$$

Где:  $E_{Me^{n+}/Me^0}^0$  – стандартный электродный потенциал,

возникающий на границе раздела металл – раствор при концентрации ионов металла 1 моль/л, температуре 298 К и давлении 101 кПа;

R – универсальная газовая постоянная;

T – температура, К;

n – число электронов, принимающих участие в процессе на электроде;

F – число Фарадея;

$c_{Me^{n+}}$  – концентрация ионов металла в растворе.



Стандартный потенциал окислительно-восстановительной пары, в которой окисленной формой является выбранный нами окислитель, называется **потенциалом окислителя  $\varphi_{\text{ок}}$** , а стандартный потенциал другой пары, в которой восстановленной формой является выбранный нами восстановитель – **потенциалом восстановителя  $\varphi_{\text{вс}}$** .

Величина  **$\Delta\varphi_0 = \varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{вс}}$**  называется **стандартной разностью окислительно-восстановительных потенциалов**.

После введения этих обозначений критерию направления реакции в стандартных условиях можно придать простой вид:

**Если  $\Delta\varphi_0 > 0$ , реакция в стандартных условиях протекает в прямом направлении;**

**Если  $\Delta\varphi_0 < 0$ , то в обратном.**

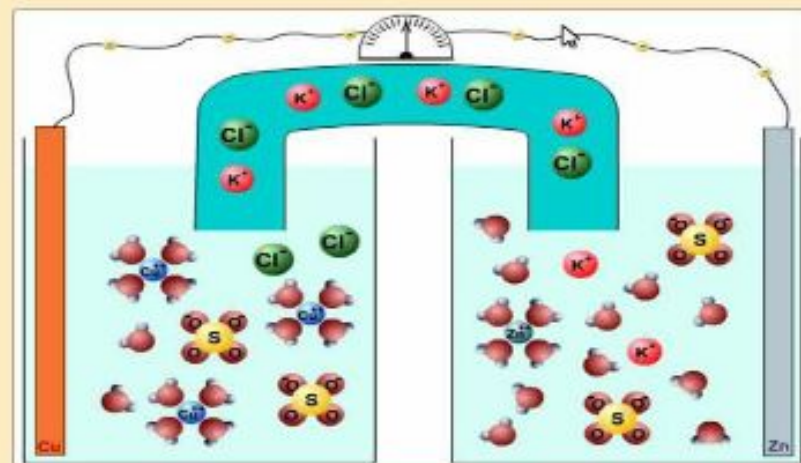
**Ряд стандартных электродных потенциалов характеризует восстановительную способность металлов в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водной среде при стандартных условиях. Металл может быть восстановителем, т.е. вступать в химическое взаимодействие в том случае, если его потенциал более отрицателен (или менее положителен), чем потенциал окислителя, находящегося в среде.**

# Гальванические элементы



## 5. Гальванические элементы

- **Устройства**, в которых на электродах самопроизвольно протекают окислительно-восстановительные реакции, в результате которых получается электрическая энергия, называются **гальваническими элементами**.



Гальванический элемент .avi

## Различают гальванические элементы:

- с **активными** электродами  
(электроды участвуют в окислительно-восстановительной реакции и расходуются по мере её протекания);
- с **неактивными** электродами  
(электроды инертны по отношению к реакции и являются лишь передатчиками электронов между ионами в растворе.)



Напряжение между электродами гальванического элемента, соответствующее обратимому протеканию реакции, называется **напряжением** гальванического элемента

(**электродвижущей силой**), обозначается  $\varepsilon$  (эпсилон), измеряется в вольтах (В).

- $\varepsilon$  – это максимально возможное (теоретическое) напряжение гальванического элемента.