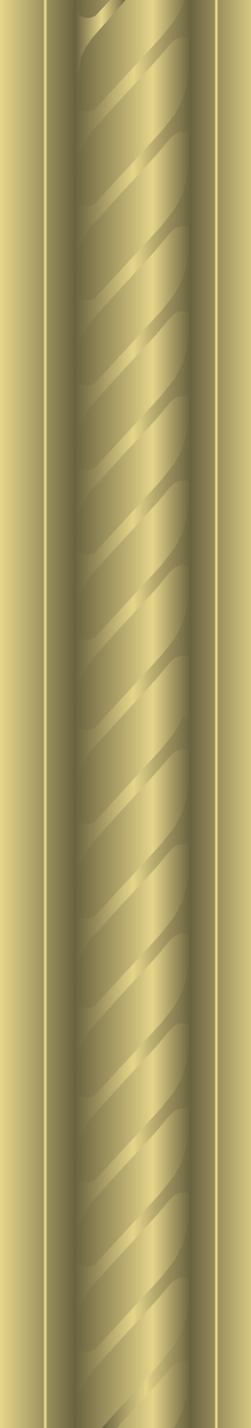
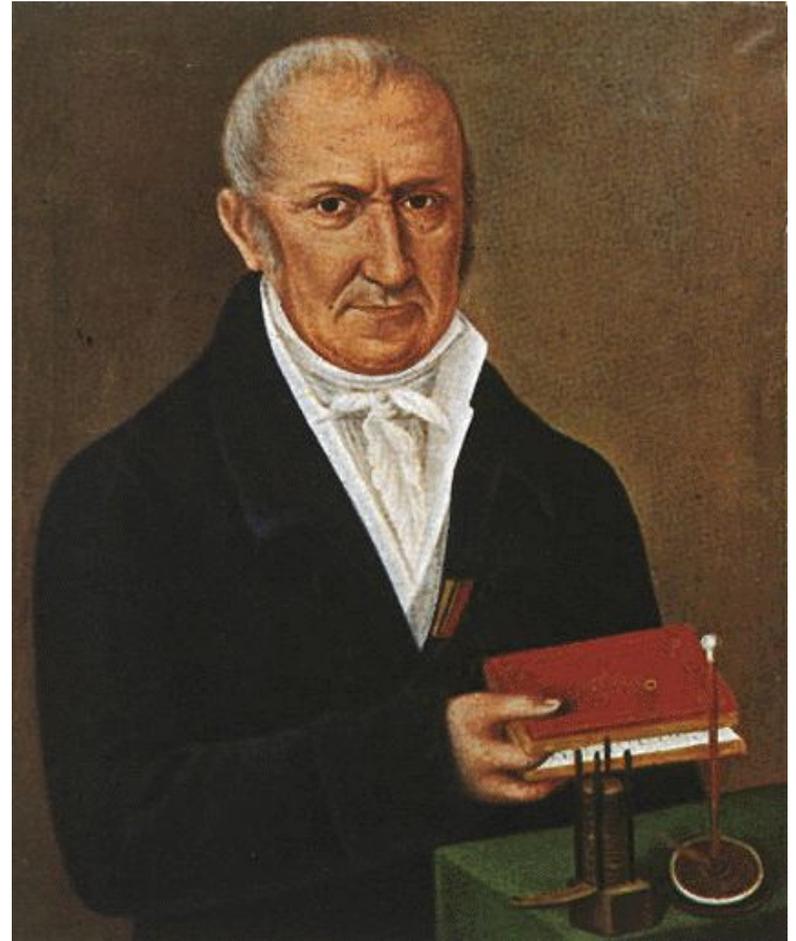


Электродный потенциал.
Критерий протекания
ОКИСЛИТЕЛЬНО-
ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ
реакций.



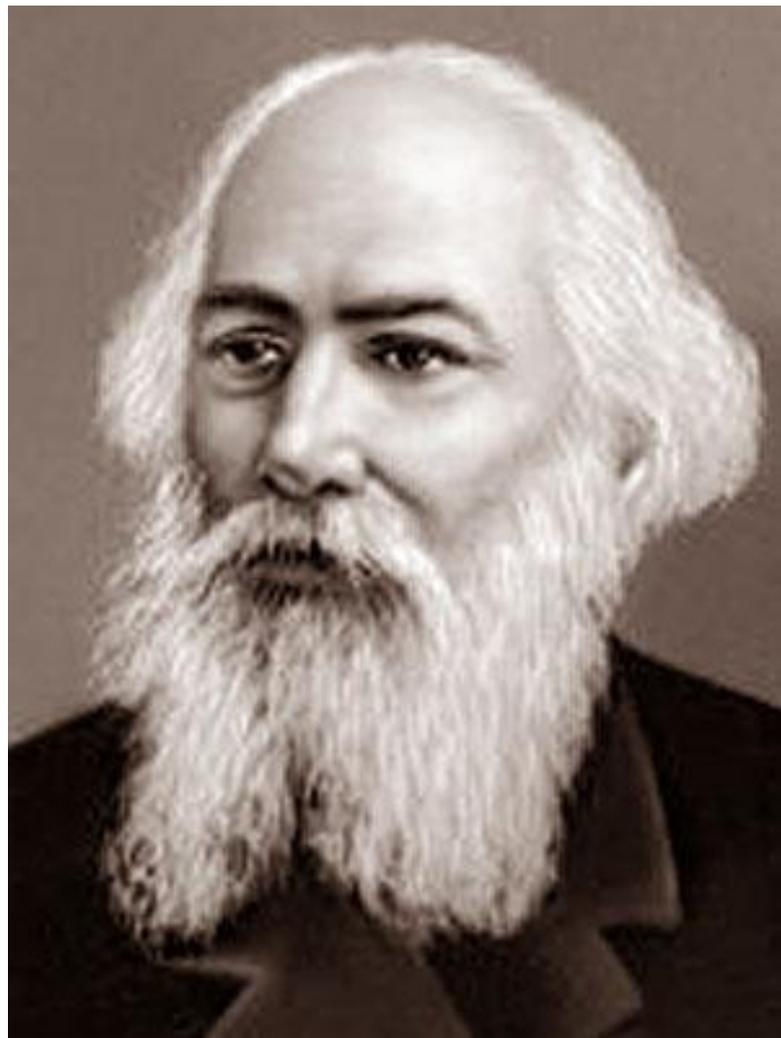
Химические процессы могут сопровождаться различными явлениями — поглощением и выделением теплоты, света, звука и т.д. В частности, они могут приводить к возникновению электрического тока или вызываться им. Такие процессы называются электрохимическими, и их открытие сыграло существенную роль, как в химии, 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 ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Au ³⁺

Усиление окислительной активности ионов металлов

Электрод	Реакция	E^0 , В
Na ⁺ /Na ⁰	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}^0$	- 2,71
Mg ²⁺ /Mg ⁰	$\text{Mg}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Mg}^0$	- 2,38
Al ³⁺ /Al ⁰	$\text{Al}^{3+} + 3 \bar{e} \rightarrow \text{Al}^0$	- 1,66
Mn ²⁺ /Mn ⁰	$\text{Mn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Mn}^0$	- 1,18
Zn ²⁺ /Zn ⁰	$\text{Zn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$	- 0,76
Fe ²⁺ /Fe ⁰	$\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$	- 0,44
Cd ²⁺ /Cd ⁰	$\text{Cd}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$	- 0,40
Co ²⁺ /Co ⁰	$\text{Co}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$	- 0,28
Ni ²⁺ /Ni ⁰	$\text{Ni}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$	- 0,25
Sn ²⁺ /Sn ⁰	$\text{Sn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Sn}^0$	- 0,14
Pb ²⁺ /Pb ⁰	$\text{Pb}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Pb}^0$	- 0,13
H ⁺ /½H ₂	$\text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2$	0,00
Cu ²⁺ /Cu ⁰	$\text{Cu}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$	+ 0,34
Ag ⁺ /Ag ⁰	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$	+ 0,80
Au ³⁺ /Au ⁰	$\text{Au}^{3+} + 3 \bar{e} \rightarrow \text{Au}^0$	+ 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.

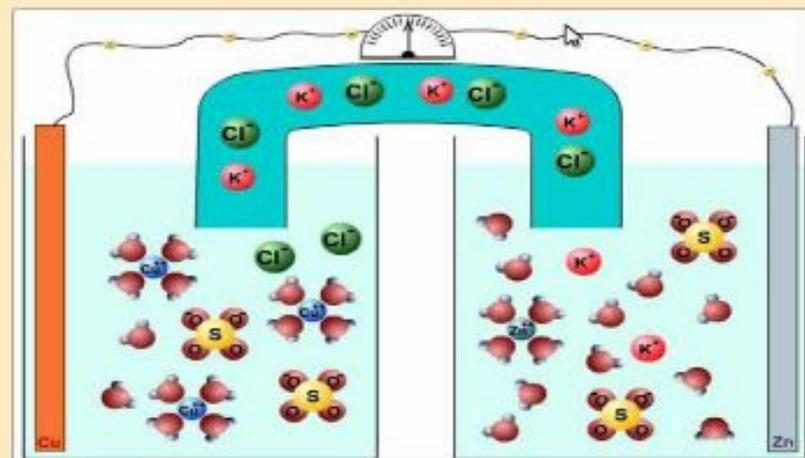
Ряд стандартных электродных потенциалов характеризует восстановительную способность металлов в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водной среде при стандартных условиях. Металл может быть восстановителем, т.е. вступать в химическое взаимодействие в том случае, если его потенциал более 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 \mathcal{E} (эпсилон), измеряется в вольтах (В).

- \mathcal{E} – это максимально возможное (теоретическое) напряжение гальванического элемента.