МИРЭА – Российский Технологический Университет
Институт тонких химических технологий им. М.В. Ломоносова
Кафедра неорганической химии им. А.Н. Реформатского

# «ЭЛЕКТРОСТАНЦИЯ» В КАРМАНЕ

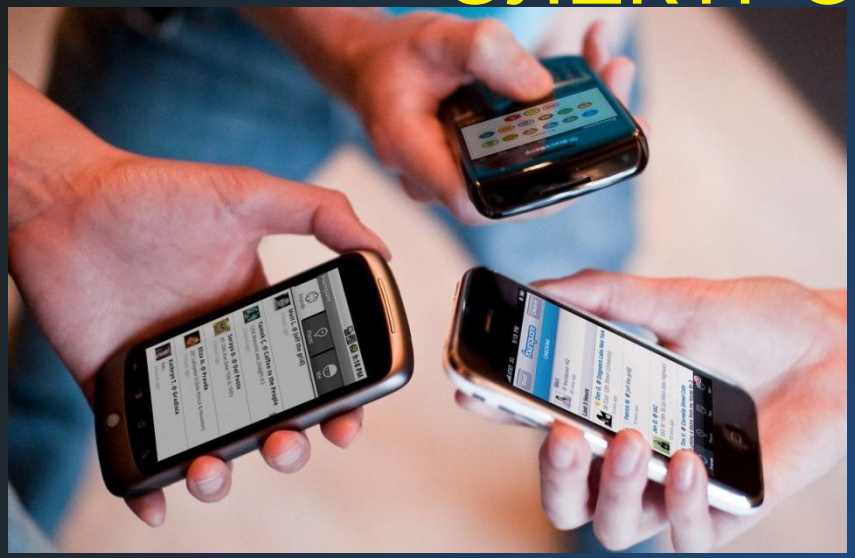
## (химические источники тока)

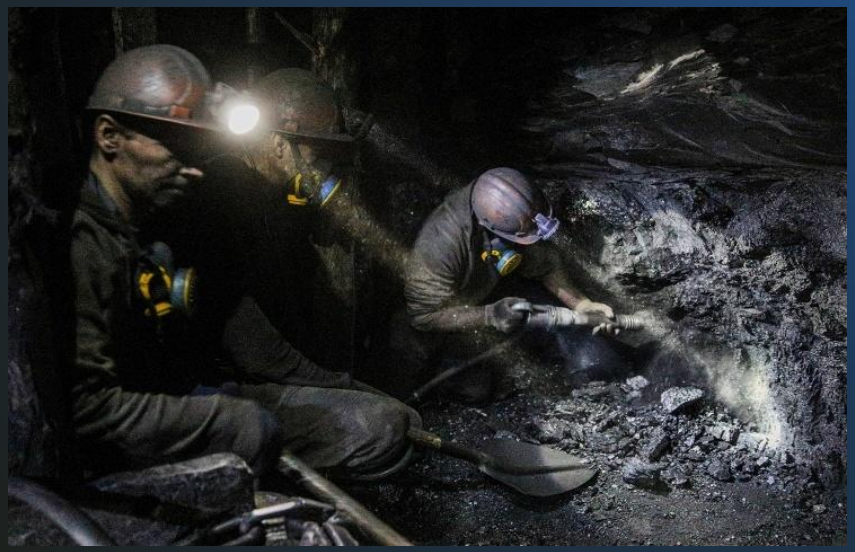
Лектор: доц., к.х.н. Дорохов Андрей Викторович

# ЭЛЕКТРОЭНЕРГИЯ В НАШЕЙ ЖИЗНИ

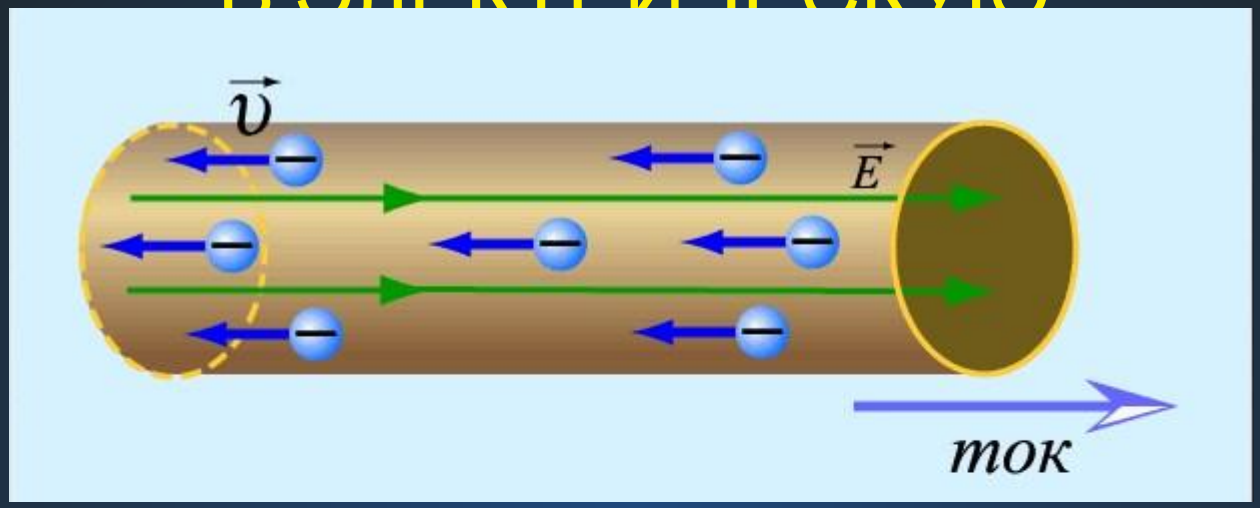
# ГЕНЕРАЦИЯ ЭЛЕКТРОЭНЕРГИИ

# ПОРТАТИВНЫЕ ИСТОЧНИКИ ЭЛЕКТРОЭНЕРГИИ

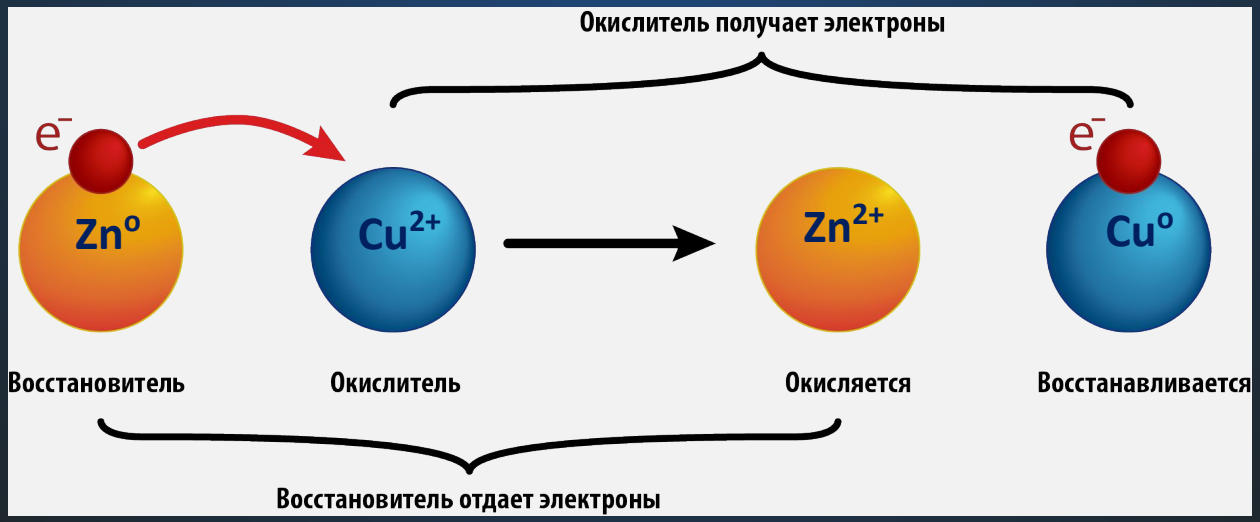




# ПРЕВРАЩЕНИЕ ЭНЕРГИИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ В ЭЛЕКТРИЧЕСКУЮ

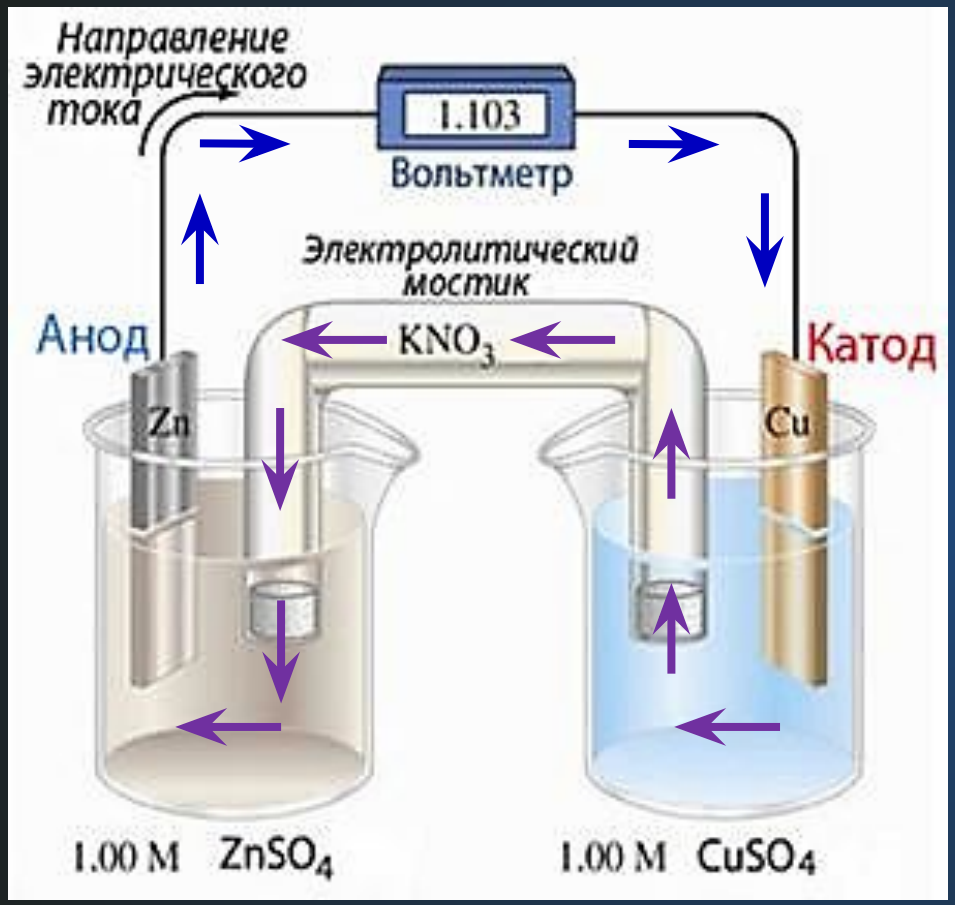



**Электрический ток – направленное движение электронов**




**ОВР – передача электронов окислителю от восстановителя**

# ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ




анод (–): $Zn - 2e = Zn^o$

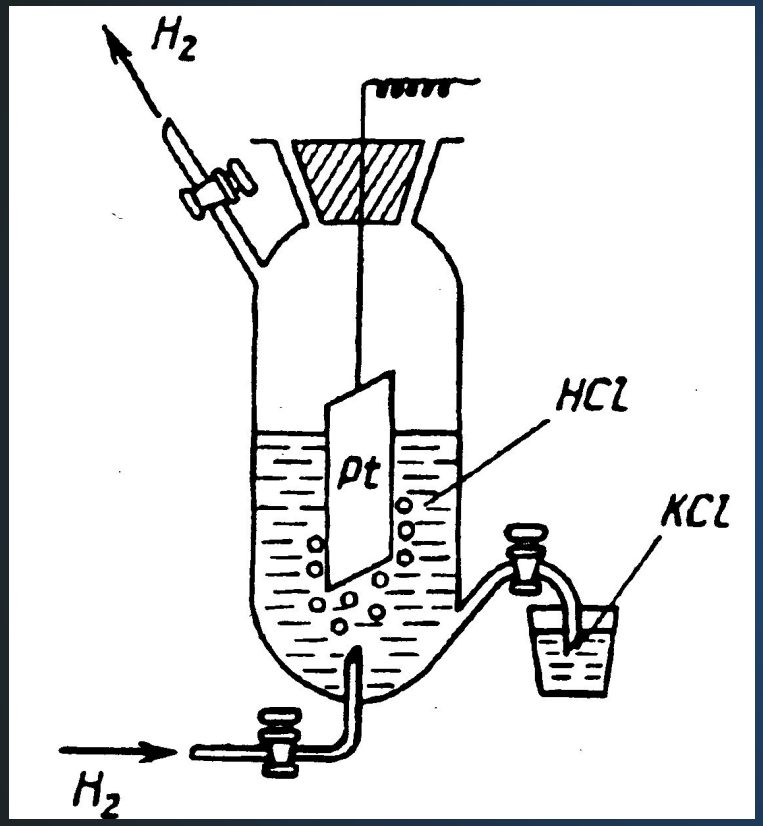
катод (+): $Cu^{2+} + 2e = Cu^o$

$$Zn^o + Cu^{2+} = Cu\downarrow + Zn^{2+}$$

$$\underbrace{Zn \mid Zn^{2+}}_{\text{анод}} \parallel \underbrace{Cu^{2+} \mid Cu}_{\text{катод}}$$

$$ЭДС = E_п - E_л = E(Cu^{2+}/Cu) - E(Zn^{2+}/Zn) = 0.34 + 0.76 = 1.1\ В$$

# Стандартный водородный электрод (СВЭ)




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

$$2H^+ \underset{-\,2e^-}{\overset{+\,2e^-}{\rightleftharpoons}} H_2$$

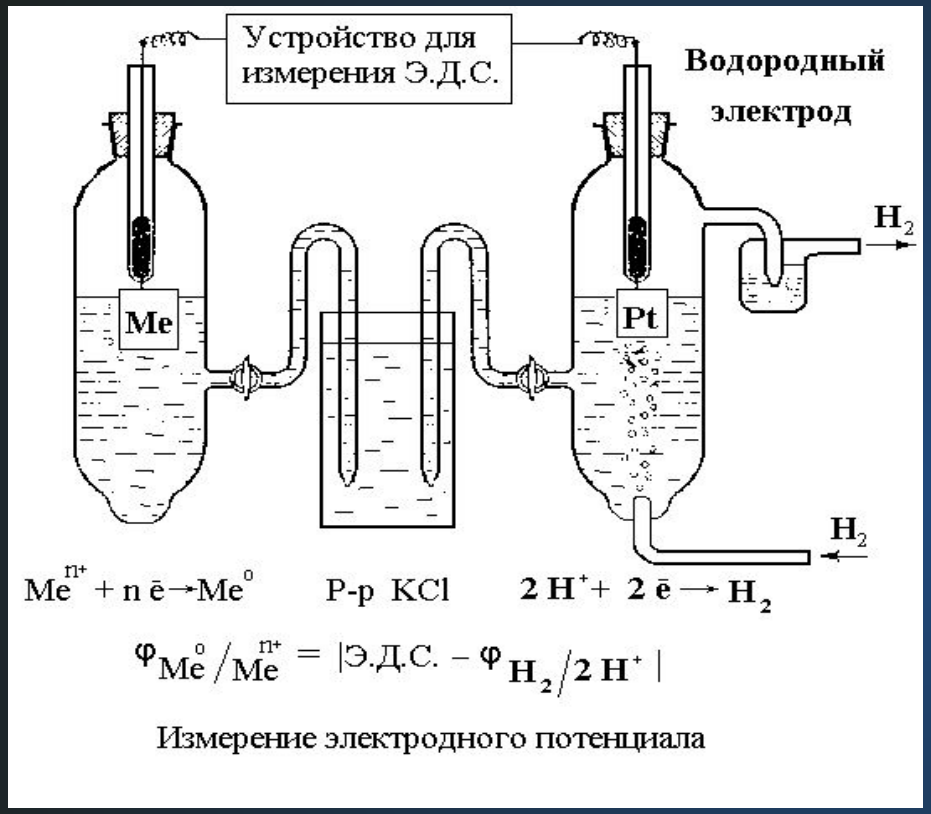
$E°(H^+/H_2) = 0$ В (условно!)

**Стандартные условия:**

**p = 1 атм., $C_i$ = 1 моль/л**

**(25 °C = 298 K)**

# ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ




Измерение электродного потенциала

Анод (окисление):

$Zn - 2e = Zn^{2+}$

Катод (восстановление):

$2H^+ + 2e = H_2$

$Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2$

Схема гальванического эл-та

$Zn \mid Zn^{2+} \parallel H+ (1M) \mid H_2, Pt$

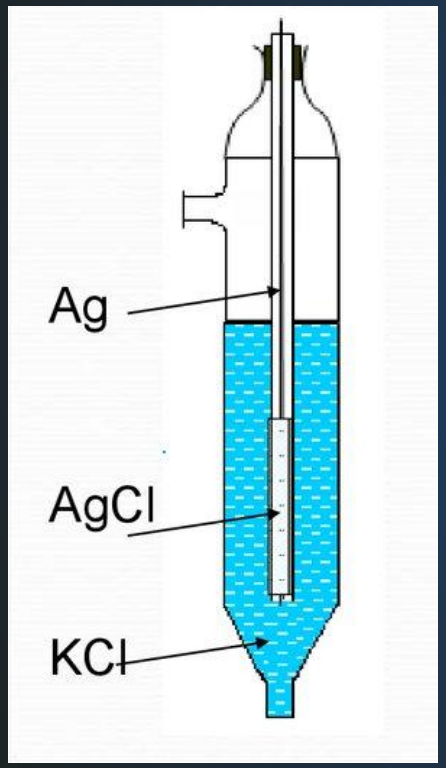
ЭДС гальваничекого элемента:

$\varepsilon = \Delta E = Eп – Eл = E_{кат} – E_{ан} = E_{ок} – E_{вс} = E^0(H^+/H_2) – E^0(Zn^{2+}/Zn)$

$E^0(Zn^{2+}/Zn) = – 0.76$ В

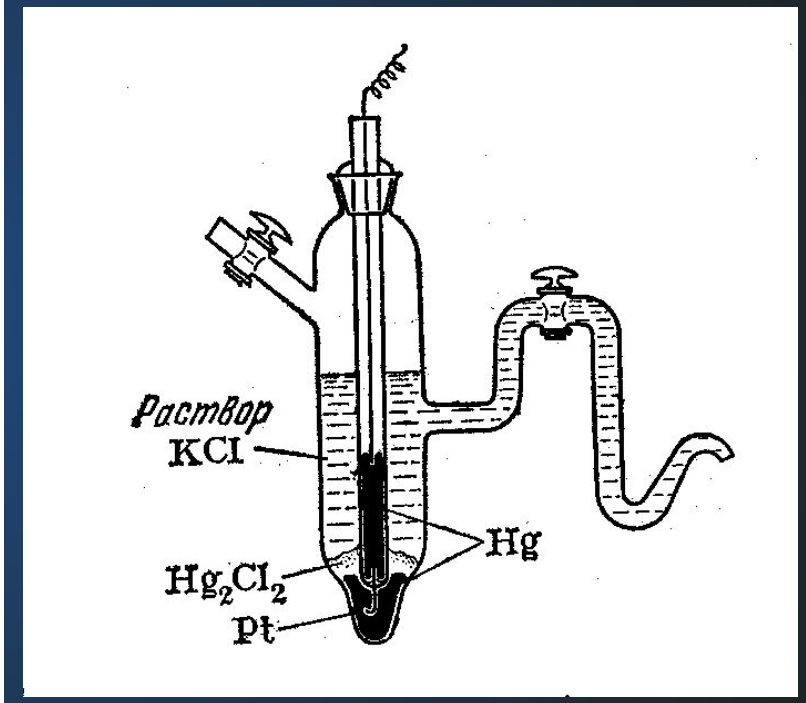
# Другие электроды сравнения

Хлоридсеребряный электрод



$E^\circ$ (AgCl/Ag) = 0.222 В

Каломельный электрод



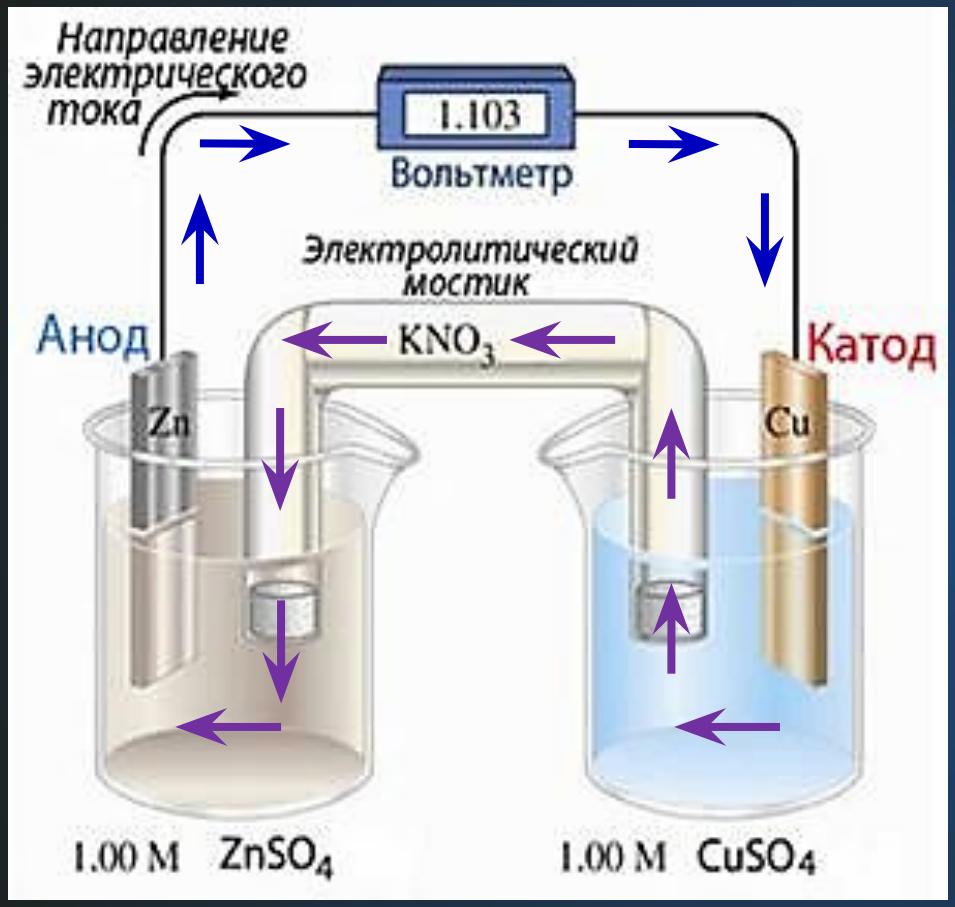

$E^\circ$ ($Hg_2Cl_2$/Hg) = 0.241 В

# ТАБЛИЦЫ СТАНДАРТНЫХ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ

| Электрод | Электродная реакция | $E^0$, В |
|---|---|---|
| $Li^+/Li$ | $Li^+ + e^- \rightarrow Li$ | −3,02 |
| $K^+/K$ | $K^+ + e^- \rightarrow K$ | −2,92 |
| $Ca^{2+}/Ca$ | $Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$ | −2,87 |
| $Na^+/Na$ | $Na^+ + e^- \rightarrow Na$ | −2,71 |
| $Mg^{2+}/Mg$ | $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$ | −2,36 |
| $Be^{2+}/Be$ | $Be^{2+} + 2e^- \rightarrow Be$ | −1,85 |
| $Cd^{2+}/Cd$ | $Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$ | −0,40 |
| $Co^{2+}/Co$ | $Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$ | −0,28 |
| $Ni^{2+}/Ni$ | $Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$ | −0,25 |

| Электрод | Электродная реакция | $E^0$, В |
|---|---|---|
| $Sn^{2+}/Sn$ | $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$ | −0,14 |
| $Pb^{2+}/Pb$ | $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$ | −0,13 |
| **$2H^+/H_2$** | **$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$** | **+0,00** |
| $Bi^{3+}/Bi$ | $Bi^{3+} + 3e^- \rightarrow Bi$ | +0,22 |
| $Cu^{2+}/Cu$ | $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ | +0,34 |
| **$O_2/OH^-$** | **$O_2 + 4e^- + 2H_2O \rightarrow 4OH^-$ (pH 14)** | **+0,401** |
| **$O_2 + 4H^+/2H_2O$** | **$O_2 + 4e^- + 4H^+ \rightarrow 2H_2O$ (pH 0)** | **+1,23** |
| $Au^{3+}/Au$ | $Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$ | +1,50 |
| $F_2/F^-$ | $F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$ | +2,87 |

# ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ ДАНИЭЛЯ – ЯКОБИ




анод (–): $Zn - 2e = Zn^o$

катод (+): $Cu^{2+} + 2e = Cu^o$

$$Zn^o + Cu^{2+} = Cu\downarrow + Zn^{2+}$$

$$\underbrace{Zn \mid Zn^{2+}}_{\text{анод}} \parallel \underbrace{Cu^{2+} \mid Cu}_{\text{катод}}$$

$$ЭДС = E_п - E_л = E(Cu^{2+}/Cu) - E(Zn^{2+}/Zn) = 0.34 + 0.76 = 1.1\ В$$

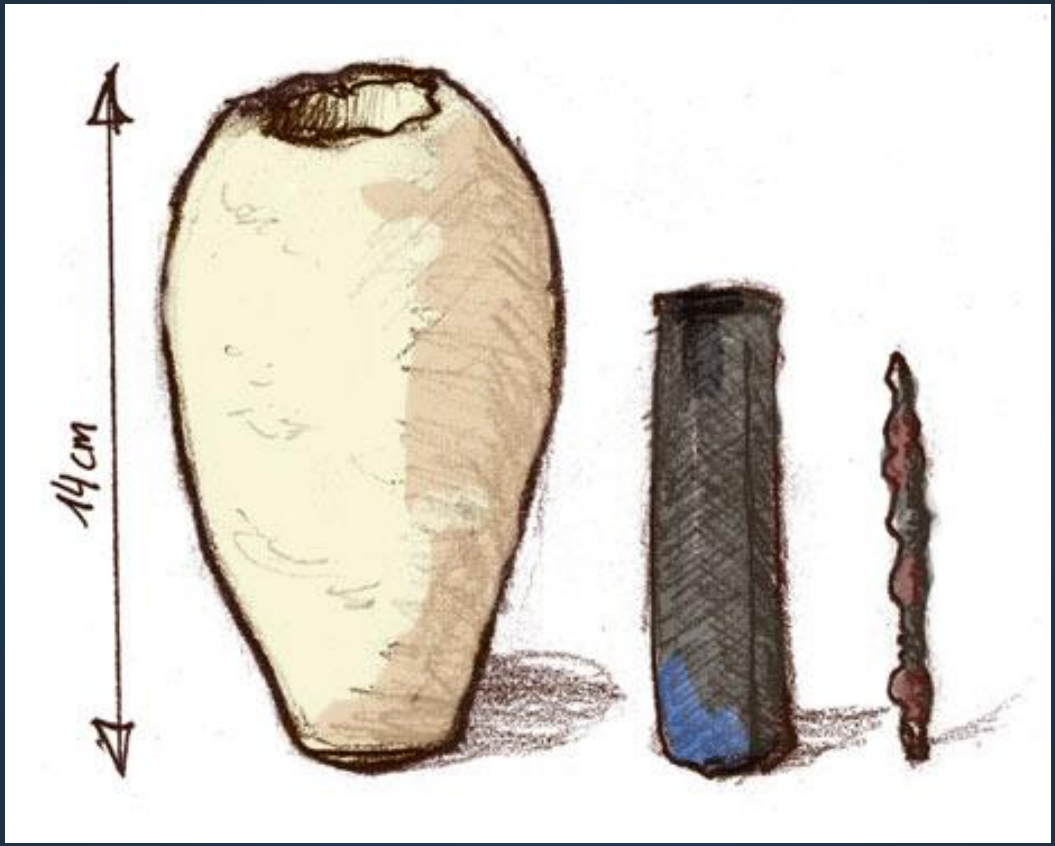
# ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ ДАНИЭЛЯ – ЯКОБИ

Вольтов столб

Луиджи Гальвани (1737 – 1798)

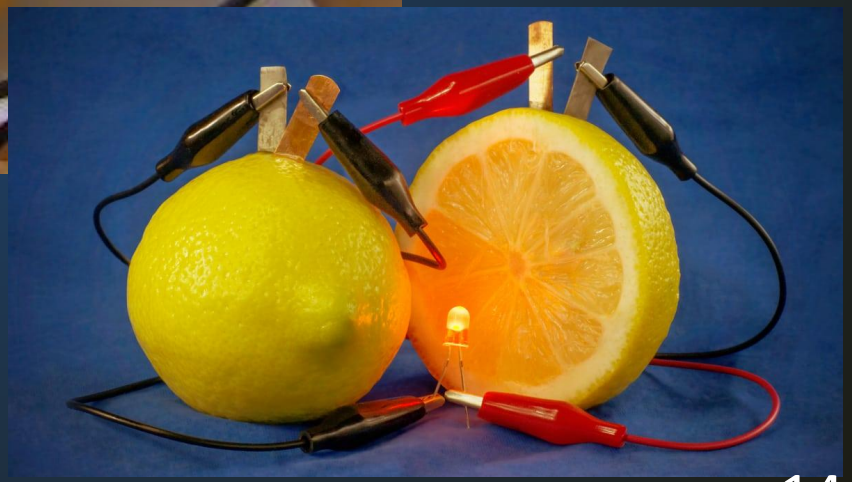
Алессандро Вольта (1745 – 1827)

# ДРЕВНИЙ ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ ?

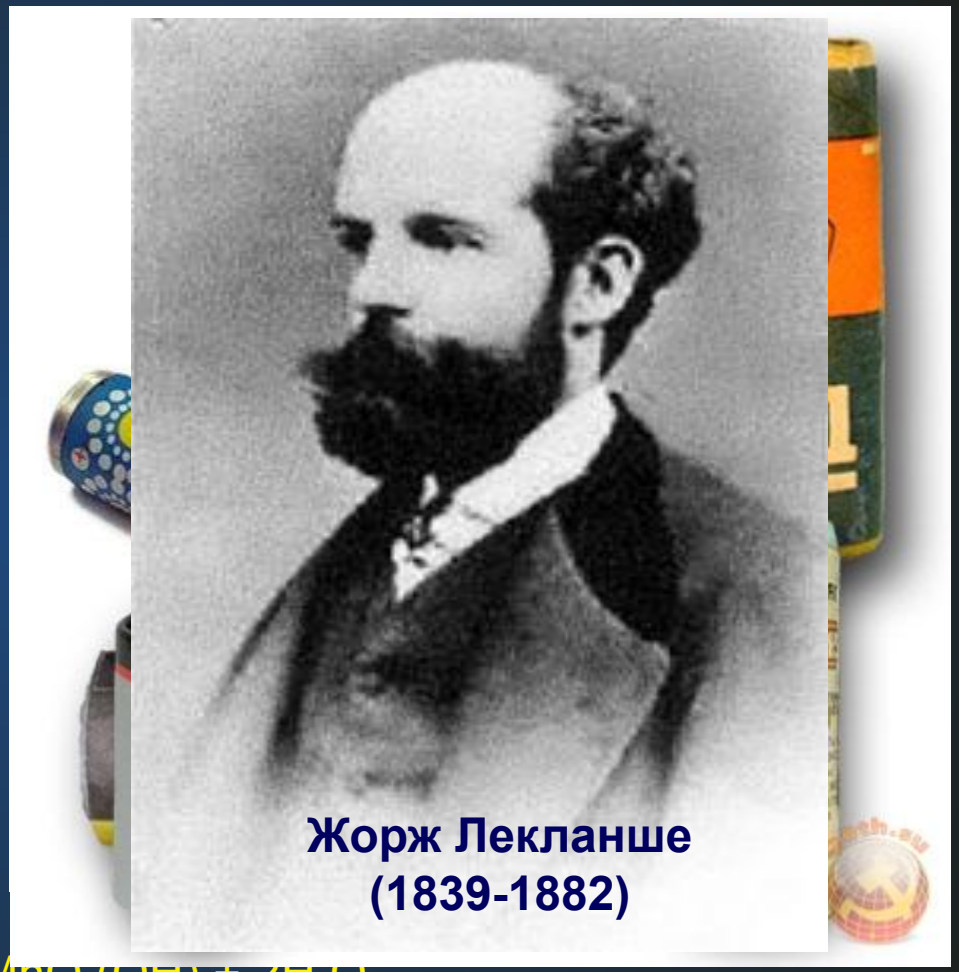



«Багдадская батарейка» (~ III в. до н. э.)

DIGITAL MULTIMETER
DT9208A
-.511
20A
mA
COM



# МАРГАНЕЦ-ЦИНКОВЫЙ ЭЛЕМЕНТ (элемент Лекланше, солевой элемент)




Анод: $Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$

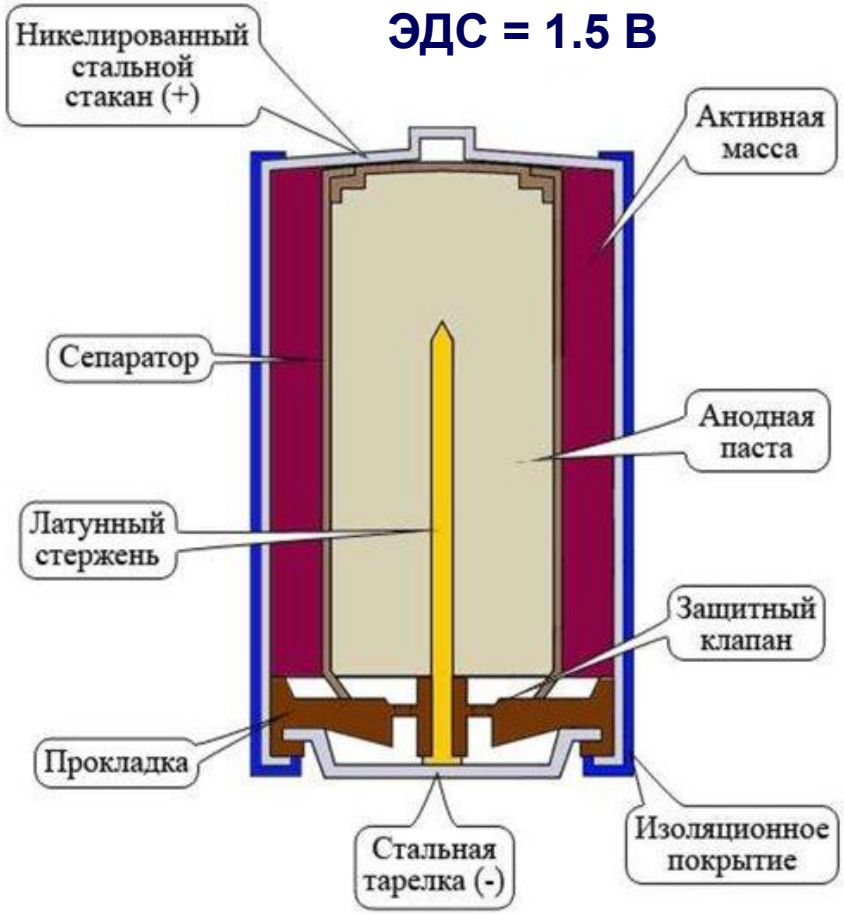
Катод: $2MnO_2 + 2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow 2MnO(OH) + 2H_2O$

Раствор электролита: $Zn^{2+} + 2NH_4^+ + 2Cl^- + 2H_2O \leftrightarrow [Zn(NH_3)_2]Cl_2 + 2H_3O^+$

Общая реакция: $Zn + 2MnO_2 + 2NH_4Cl \rightarrow 2MnO(OH) + [Zn(NH_3)_2]Cl_2$

# ЩЕЛОЧНОЙ ЭЛЕМЕНТ

**ЭДС = 1.5 В**




**Преимущества:**

- бóльшая ёмкость
- бóльший разрядный ток
- меньший саморазряд
- работа при низких температурах
- отсутствие расхода электролита
- меньше газовыделение

**Недостатки:**

- большая масса
- более высокая цена

Анод: $Zn + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2 + 2\bar{e}$

Катод: $2MnO_2 + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow Mn_2O_3 + 2OH^-$

Общая реакция: $Zn + 2KOH + 2MnO_2 = ZnO + 2KOH + Mn_2O_3$

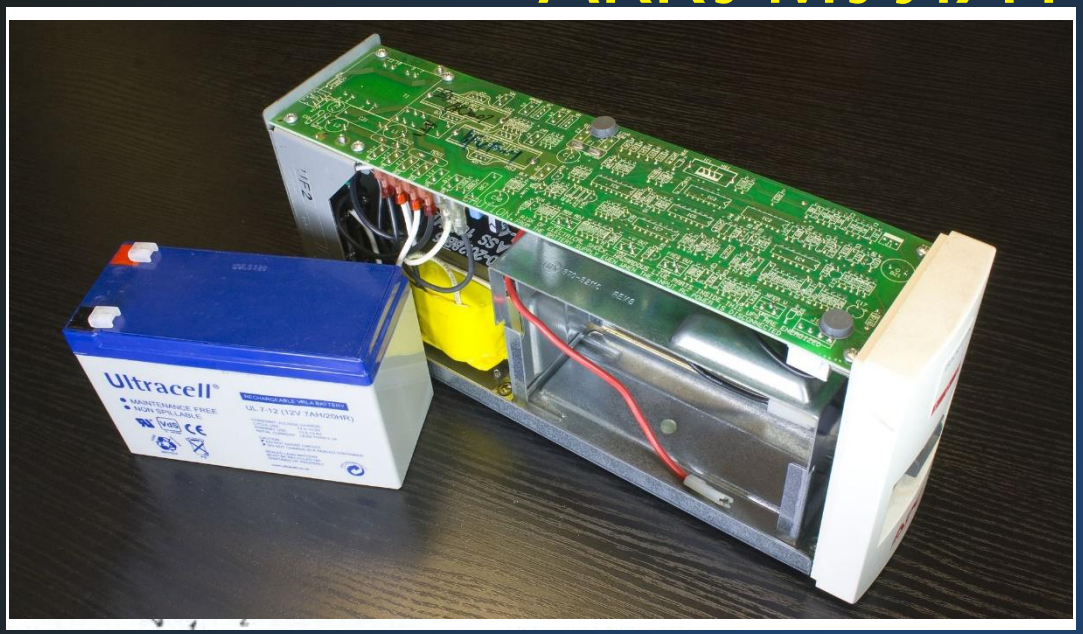
# ЭЛЕКТРИЧЕСКИЕ АККУМУЛЯТОРЫ

**Электрический аккумулятор** — химический источник тока многоразового действия.

Разряжение: как гальванический элемент (источник тока)

Заряжение: как электролизёр (обратный процесс)

# СВИНЦОВО-КИСЛОТНЫЙ АККУМУЛЯТОР



$Pb \mid H_2SO_4 \mid PbO_2, Pb$

Разряжение:

анод (–): $Pb + SO_4^{2-} - 2e = PbSO_4$

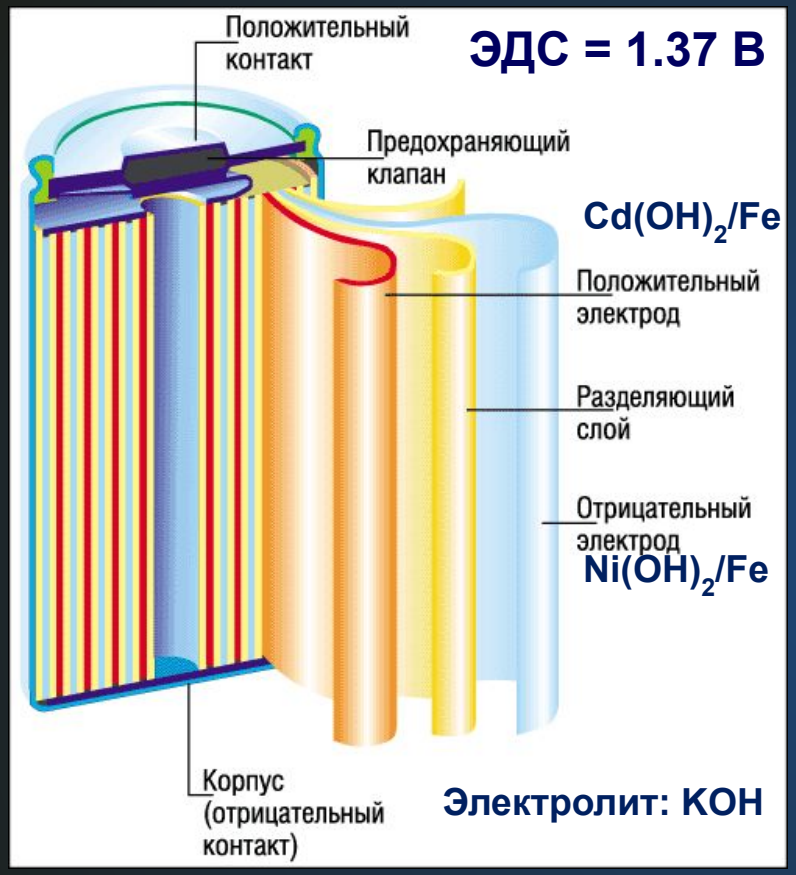
катод (+): $PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e = PbSO_4 + 2H_2O$

Заряжение:

анод (+): $PbSO_4 - 2e = Pb + SO_4^{2-}$

катод (–): $PbSO_4 + 2H_2O + 2e = PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-}$

# Никель-кадмиевый аккумулятор

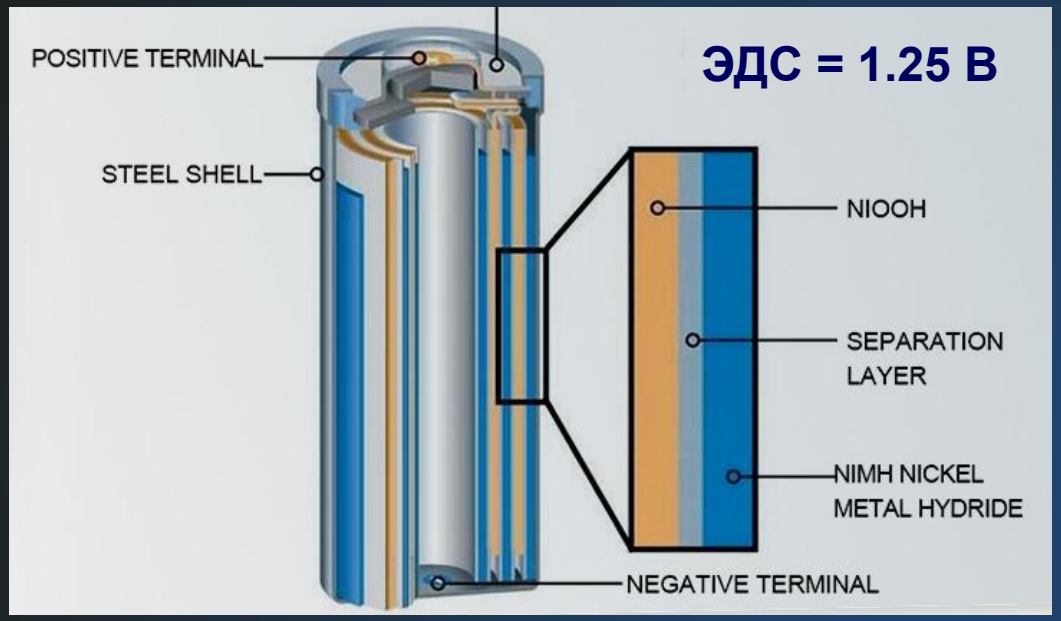


**Заряжение:**

**анод (+):** $Ni(OH)_2 + OH^- - 1e = NiO(OH) + H_2O$

**катод (–):** $Cd(OH)_2 + 2e = Cd + 2OH^-$

# Никель-металлгидридный аккумулятор



**Заряжение:**

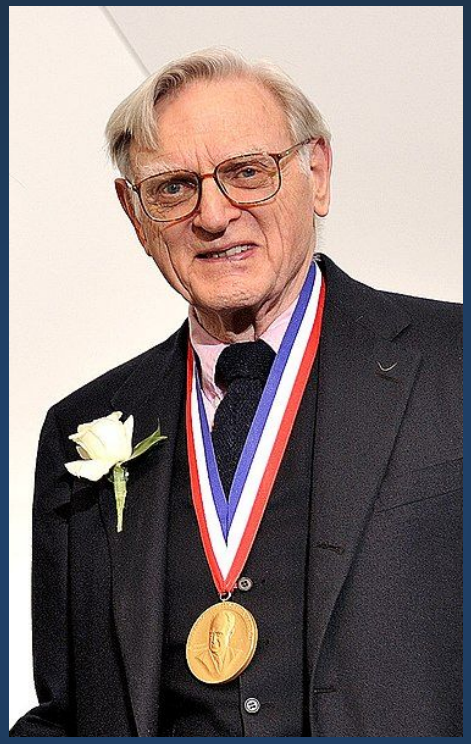
**анод (+):** $Ni(OH)_2 + OH^- - 1e = NiO(OH) + H_2O$

**катод (–):** $M + H_2O + e = MH + OH^-$

Общая реакция: $M + Ni(OH)_2 = MH + NiO(OH)$

# ЛИТИЙ – ИОННЫЕ АККУМУЛЯТОРЫ

Майкл Стэнли Уиттингем (1941 г.., Великобритания)

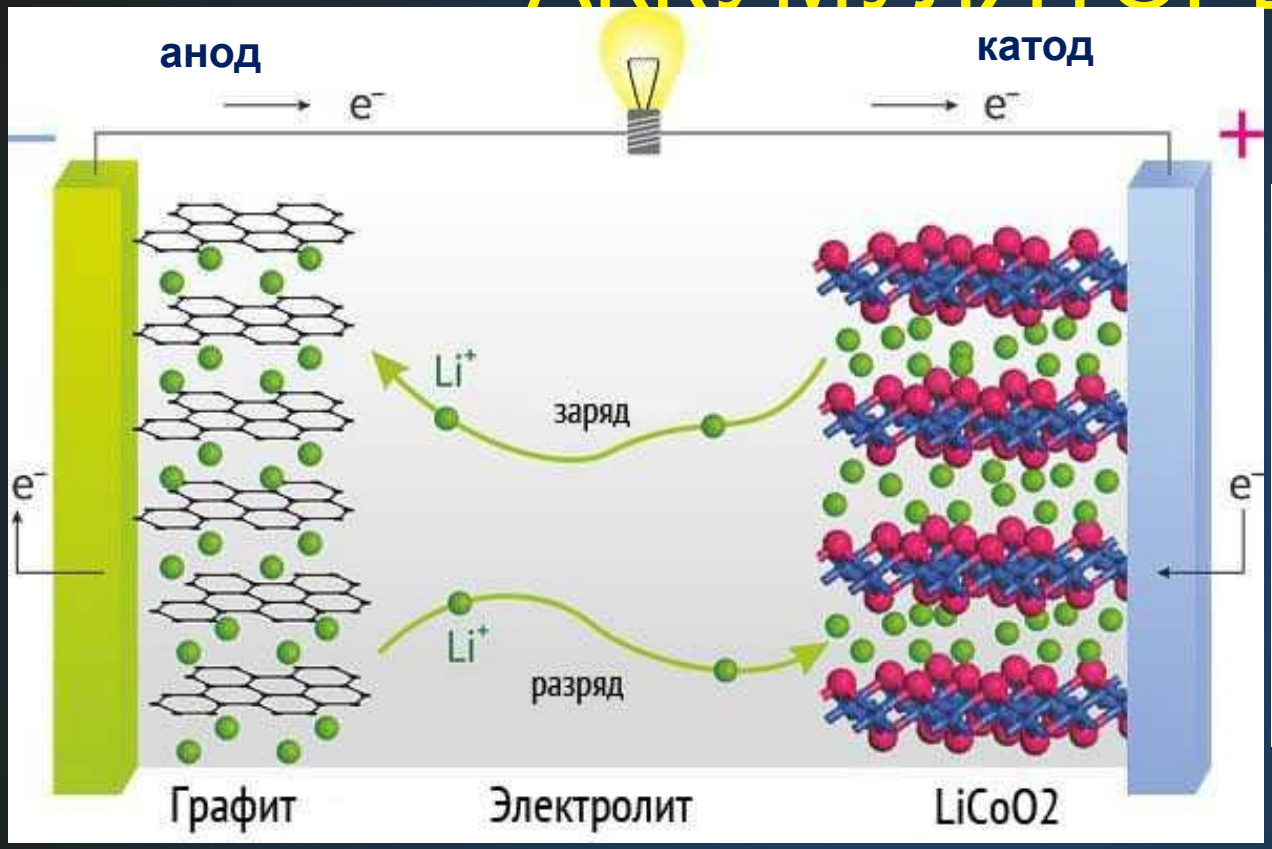


Джон Гуденаф (1922 г.., США)

Акиро Ёсина (1922 г.., США)

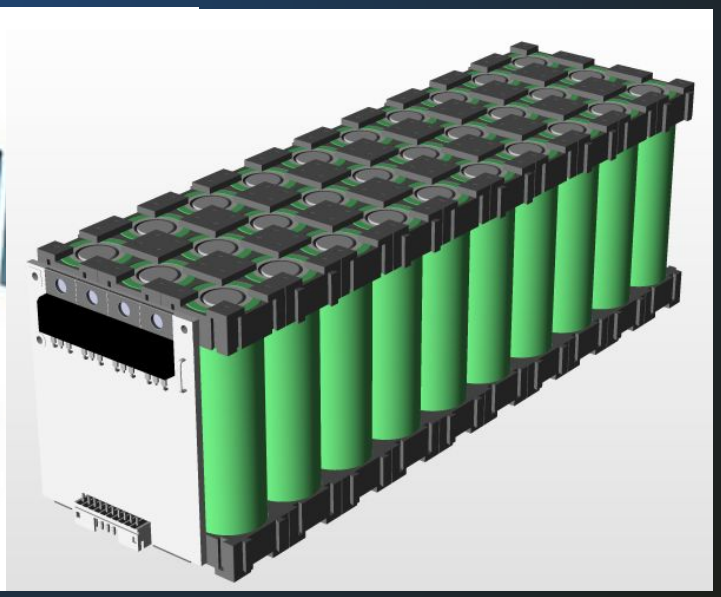
Нобелевская премия по химии 2019 г. «За совершенствование литий-ионных аккумуляторов

# ЛИТИЙ – ИОННЫЕ АККУМУЛЯТОРЫ



литий-кобальтовые: $LiCoO_2 + xC_6 \rightarrow Li_{1-x}CoO_2 + xLiC_6$

2.5-4.2 В, 500 циклов заряд-разряд, 250 Вт · ч/кг

литий-ферро-фосфатные: $LiFePO_4 + xC_6 \rightarrow Li_{1-x}FePO_4 + xLiC_6$

# ЛИТИЙ – ИОННЫЕ АККУМУЛЯТОРЫ