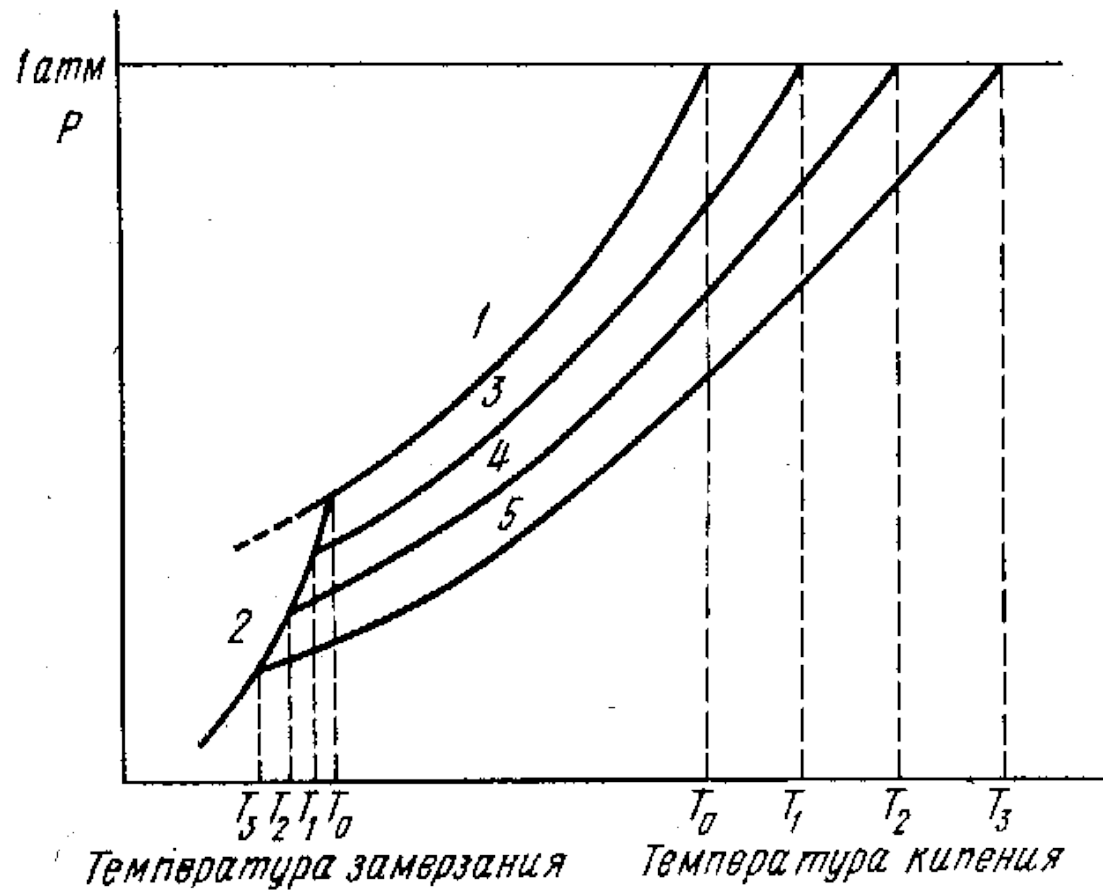


**Растворы электролитов.  
Окислительно-  
восстановительные  
процессы**

Лекция №5 курса

**«Общая и неорганическая химия»**  
для биоинженеров и биофизиков



## Зависимость давления пара от температуры

- 1 – кривая для чистого жидкого растворителя;
- 2 – кривая для чистого твердого растворителя;
- 3, 4, 5 – давление пара растворителя над растворами с увеличивающейся концентрацией нелетучего вещества.

# Растворы электролитов.

## Эмпирический материал

(экспериментальные данные)

Для электропроводных растворов завышены значения:

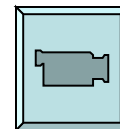
- понижения температуры замерзания раствора  $\Delta T_z$
- повышения температуры кипения раствора  $\Delta T_k$
- осмотического давления  $\pi$

Изотонический коэффициент (Я.Х.Вант-Гофф, 1886):

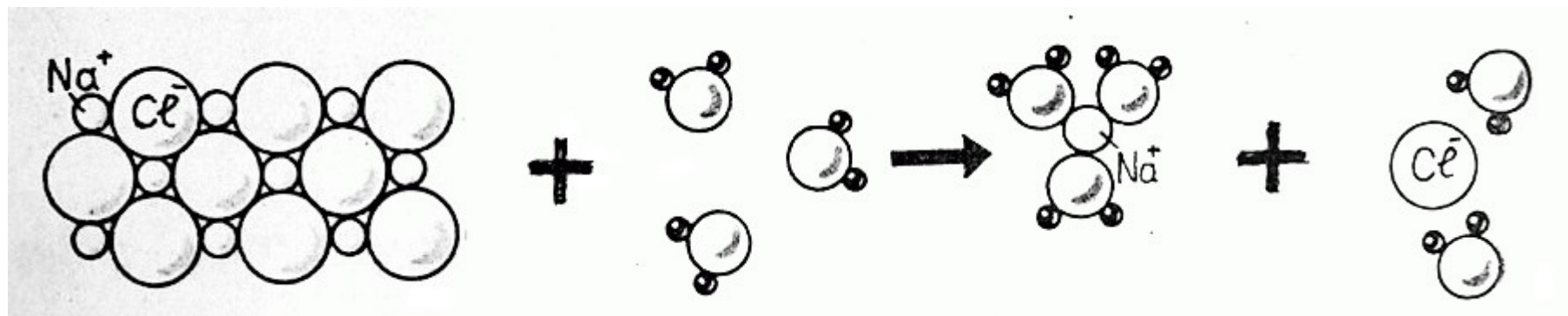
$$i = \frac{\Delta T_z(\text{эксп})}{\Delta T_z(\text{теор})} = \frac{\Delta T_k(\text{эксп})}{\Delta T_k(\text{теор})} = \frac{\pi(\text{эксп})}{\pi(\text{теор})}$$



Вещества, которые в растворе или в расплаве частично или полностью распадаются на ионы и проводят электрический ток за счет движения ионов, называются **электролитами**.



# Идеализированные образы (физические модели)



# Математическое описание

(формулы и уравнения)

**Степень диссоциации:**

$\alpha = (\text{число диссоц. молекул}) / (\text{общее число молекул раств. в-ва})$

$$\alpha = (i - 1) / (n - 1)$$

$n$  – число ионов при диссоциации одной формульной единицы.

**Закон разбавления (В.Ф.Оствальд, 1888)**

Для равновесия



концентрация ионов

$$C_{\text{ион}} = C_0 \alpha;$$

константа диссоциации

$$K_d = C_0^2 \alpha^2 / (1 - \alpha) C_0 = \alpha^2 C_0 / (1 - \alpha)$$

Для слабого электролита, когда  $\alpha \ll 1$

$$K_d = \alpha^2 C_0$$

$$\alpha \cong (K_d / C_0)^{1/2}$$

**Активности сильных электролитов  $a$ :**

$$a = fC$$

$f$  – коэффициент активности

$f$  вычисляют из ионной силы раствора  $I = 0,5 \sum C_m n^2$

$C_m$  – молярная концентрация иона, а  $n$  – его заряд

$$-\lg f = 0,502 n^2 (I)^{1/2}$$

(уравнение Дебая-Гюккеля)

## Классификация электролитов по силе

Сильные  $\alpha > 0,7$ ; средней силы  $0,7 > \alpha > 0,3$ ; слабые  $\alpha < 0,3$

(по учебнику МГУ под ред. Е.М.Соколовской и Л.С.Гузея)

Альтернатива: (для 0,1 М раствора)

сильные  $\alpha > 0,3$ ; средней силы  $0,3 > \alpha > 0,03$ ; слабые  $\alpha < 0,03$

(по учебнику 1-го Мед. Ю.А.Ершов, В.А.Попков ...)

Для слабых электролитов в справочных таблицах обычно приводят константы диссоциации или их отрицательные десятичные логарифмы.

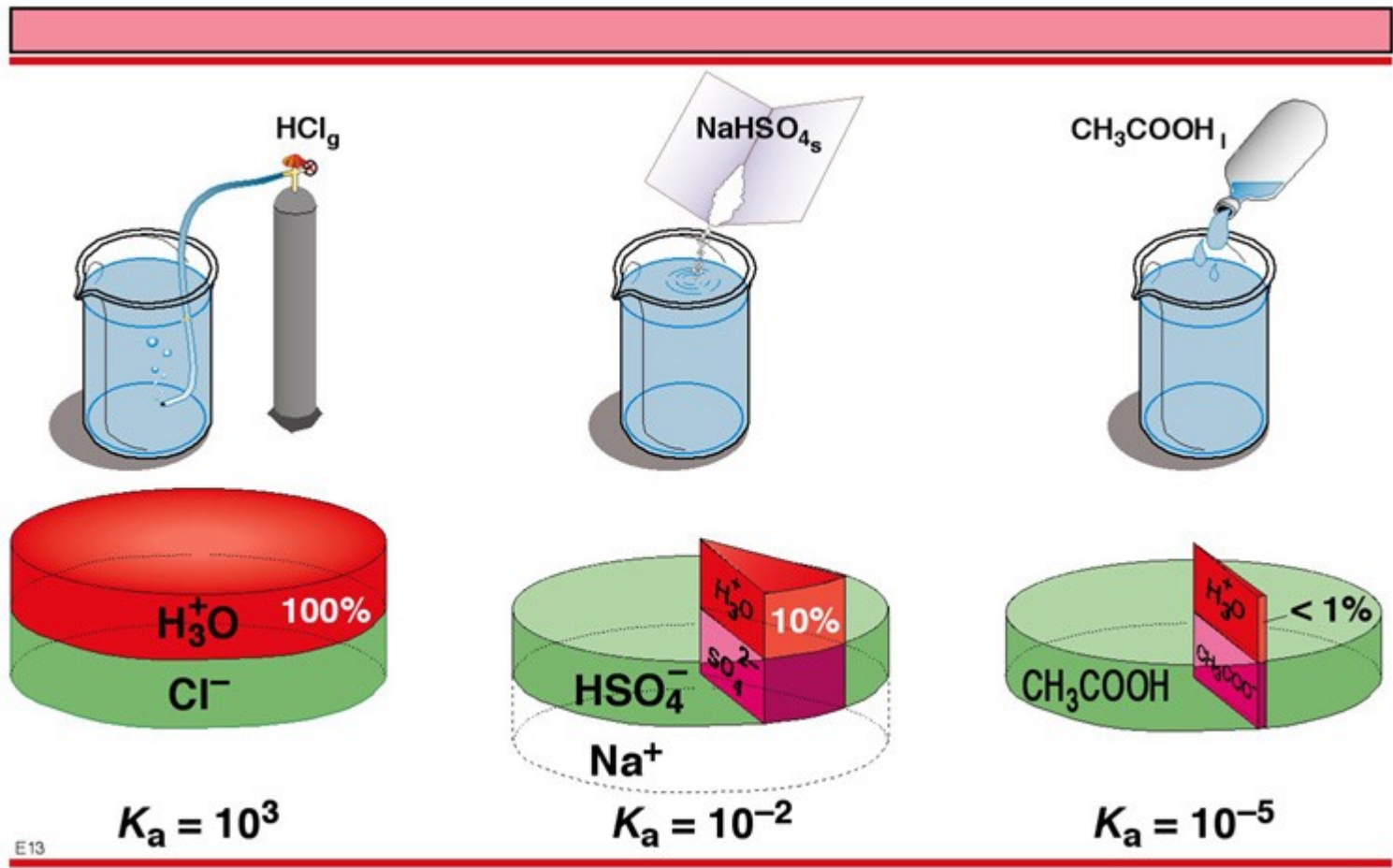


$$\text{p}K_{\text{кисл}} = -\lg (K_{\text{кисл}})$$

Для уксусной кислоты

$$K_{\text{кисл}} = 1,8 \cdot 10^{-5}; \quad \text{p}K_{\text{кисл}} = 4,8$$

# Примеры кислот с разными степенями диссоциации

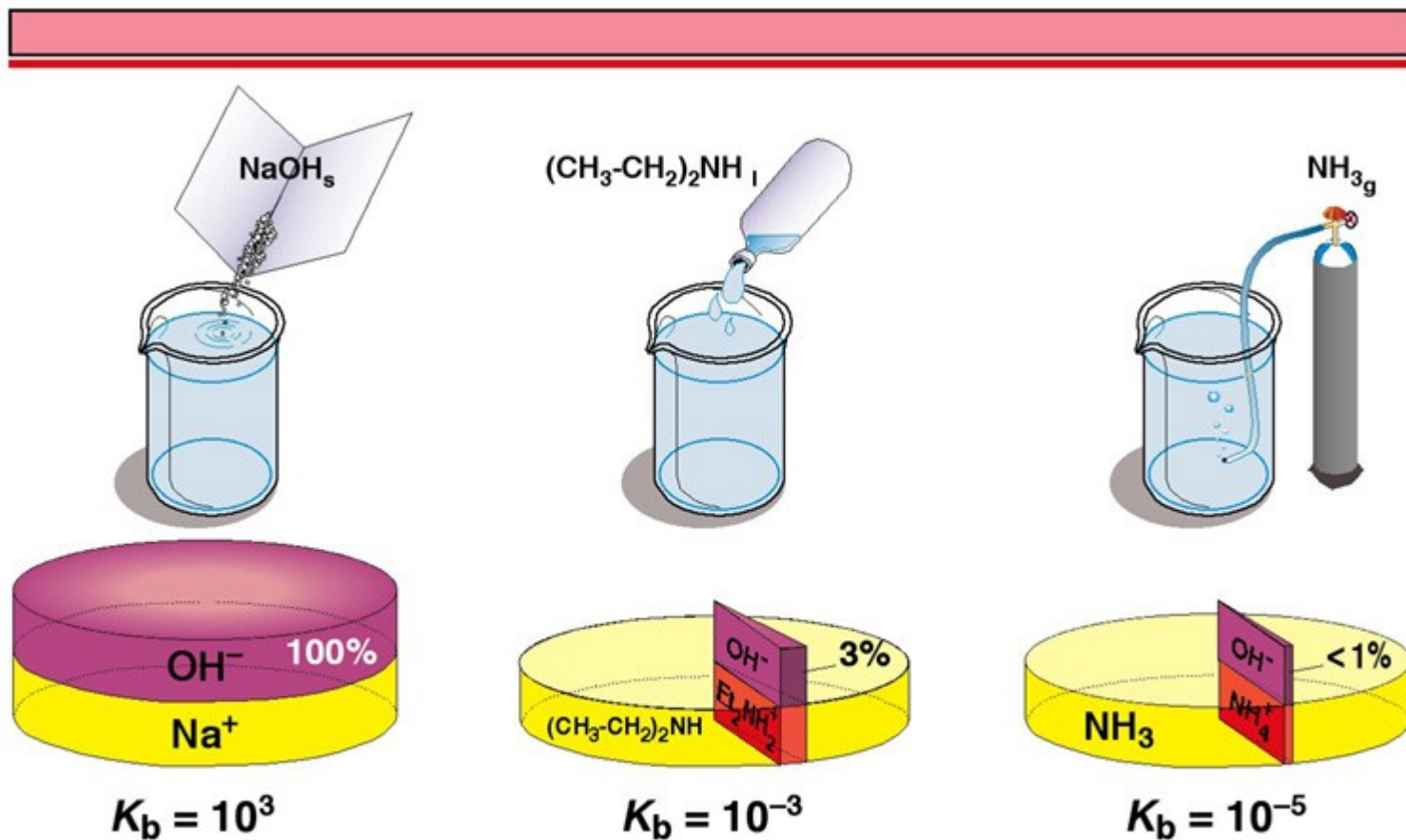


E13

AGFA 



# Примеры оснований с разными степенями диссоциации



E14

AGFA 

## Закон разбавления (В.Ф.Оствальд, 1888)

Для равновесия



концентрация ионов

$$C_{\text{ион}} = C_0 \alpha$$

константа диссоциации:

$$K_d = \frac{C_0^2 \alpha^2}{(1 - \alpha) C_0} = \frac{\alpha^2 C_0}{(1 - \alpha)}$$

Для слабого электролита, когда  $\alpha \ll 1$

$$K_d = \alpha^2 C_0 \quad \alpha \cong (K_d / C_0)^{1/2}$$

# Кисотно-основные равновесия в растворах

По Аррениусу:

*Кислотой* называют электролит, диссоциирующий в растворах с образованием ионов  $\text{H}^+$  ;

*основанием* называют электролит, диссоциирующий в воде с образованием гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$  .

*Амфолитом (амфотерным гидроксидом)* называют электролит, диссоциирующий в воде с образованием как ионов  $\text{H}^+$ , так и ионов  $\text{OH}^-$  .

По Бренстеду-Лоури:

*Кислотой* называют вещество, молекулярные частицы которого (в т.ч. ионы) способны отдавать протон (доноры протонов); молекулярные частицы *основания* способны присоединять протоны (акцепторы протонов).

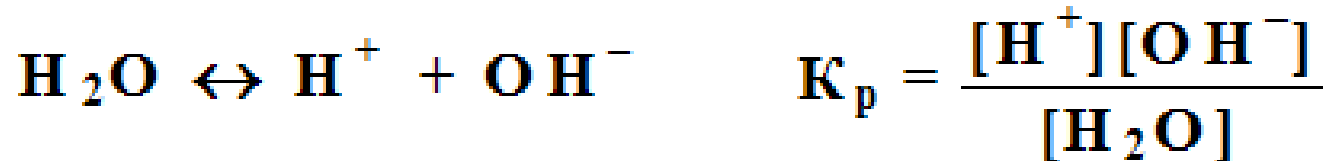


кислота                  основание



# **pH - характеристика кислотности**

Протолитическое равновесие в воде:



При 25<sup>0</sup>C в чистой воде:

$$K_p[\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Тогда  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

**Для чистой воды при стандартных условиях pH = 7**

При **pH > 7** раствор щелочной;

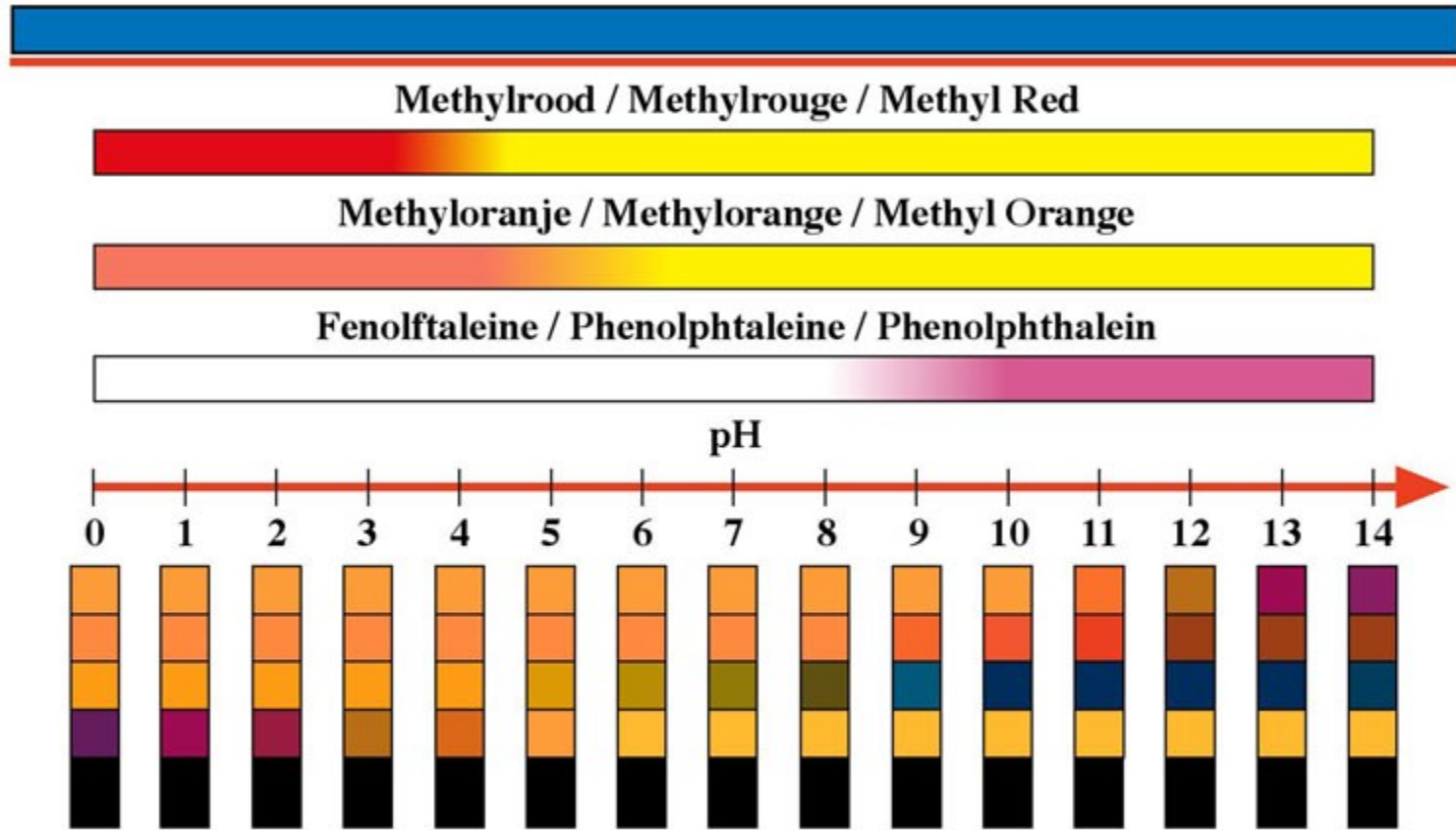
при **pH < 7** раствор кислый



# Измерение pH: индикаторная бумага



# Переходы в чистых индикаторах и смесевых индикаторных бумагах



H7

AGFA 

# Измерение pH: стеклянный электрод





# Шкала лабораторного рН-метра





# Значения рН различных биожидкостей и тканей организма человека

Биожидкость	рН (в норме)
Сыворотка крови	7,40±0,05
Слюна	6,35-6,85
Моча	4,8-7,5
Влага глаза (слезная жидкость)	7,4±0,1
Желудочный сок	0,9-1,1
Сок поджелудочной железы	7,5-8,0
Молоко	6,6-6,9
Кожа (различные слои)	6,2-7,5

# Буферные системы



1. Система *слабая кислота – ее соль с сильным основанием*, а также сочетание кислой и средней солей слабых кислот или двух кислых солей. Примеры:

Система	Область буферного действия
$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$	pH: 3,8 ÷ 5,8
$\text{H}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$	pH: 5,4 ÷ 7,4
$\text{NaHCO}_3/\text{Na}_2\text{CO}_3$	pH: 9,3 ÷ 11,3
$\text{NaH}_2\text{PO}_4/\text{Na}_2\text{HPO}_4$	pH: 6,2 ÷ 8,2

2. Система *слабое основание – его соль с сильной кислотой*:

$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}/\text{NH}_4\text{Cl}$	pH: 8,2 ÷ 10,2
---	----------------

3. **Ионы и молекулы амфолитов – аминокислотные и белковые системы.**

Формулы для расчета pH буферов:

Для кислотного буфера  $\text{pH} = \text{pK}_{\text{кисл}} + \lg[\text{соль}]/[\text{кислота}]$

Для осно'вного буфера  $\text{pH} = 14 - \text{pK}_{\text{осн}} - \lg[\text{соль}]/[\text{основание}]$

# Действие бикарбонатного буфера

NaOH :  $4 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

pH 7.4

0.1 mol · L<sup>-1</sup> HCl  
1 mL

pH 4.0

0.024 mol · L<sup>-1</sup> HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>  
0.0012 mol · L<sup>-1</sup> H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

pH 7.4

0.1 mol · L<sup>-1</sup> HCl  
1 mL

pH 7.35

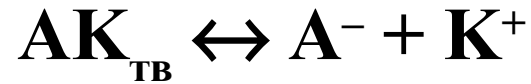
$$\frac{[\text{HCO}_3^-]_e}{[\text{H}_2\text{CO}_3]_e} = \frac{0.0240}{0.0012} = 20.0$$

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]_e}{[\text{H}_2\text{CO}_3]_e} = \frac{0.0239}{0.0013} = 18.4$$

E15

AGFA

# Произведение растворимости ПР



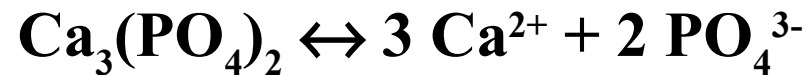
Тогда  $K_p = [A^{-}][K^{+}]/[AK_{\text{ТВ}}]$ ;

при постоянной температуре

$[AK_{\text{ТВ}}]$  постоянна (активность = 1),


тогда  $K_p [AK_{\text{ТВ}}] = \text{ПР} = [A^{-}][K^{+}]$

Для соли  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  :



$$\text{ПР} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

# Сульфат бария: $IP = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$



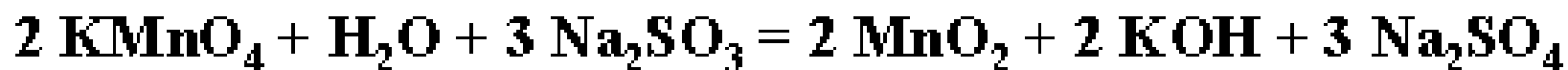
$BaSO_{4s} \rightleftharpoons Ba^{2+}_{aq} + SO_4^{2-}_{aq}$   
 $mol \cdot L^{-1} : 10^{-5} + 10^{-5}$

$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [SO_4^{2-}]_e$   
 $= 10^{-5} \cdot 10^{-5}$   
 $= 10^{-10}$

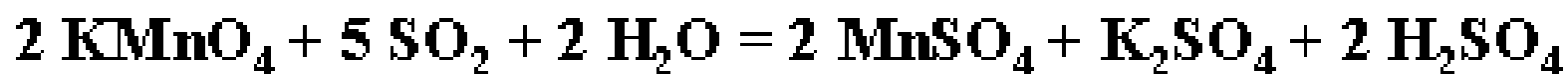
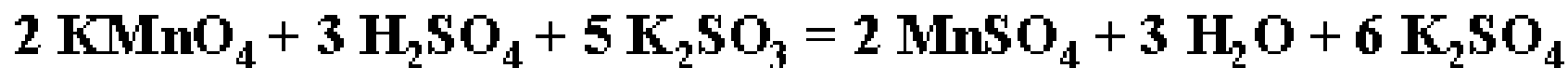
# Окислительно-восстановительные реакции

перманганат в различных средах

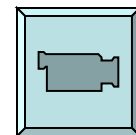
нейтральная среда ( $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$ )



кислая среда ( $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ )



щелочная среда ( $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$ )

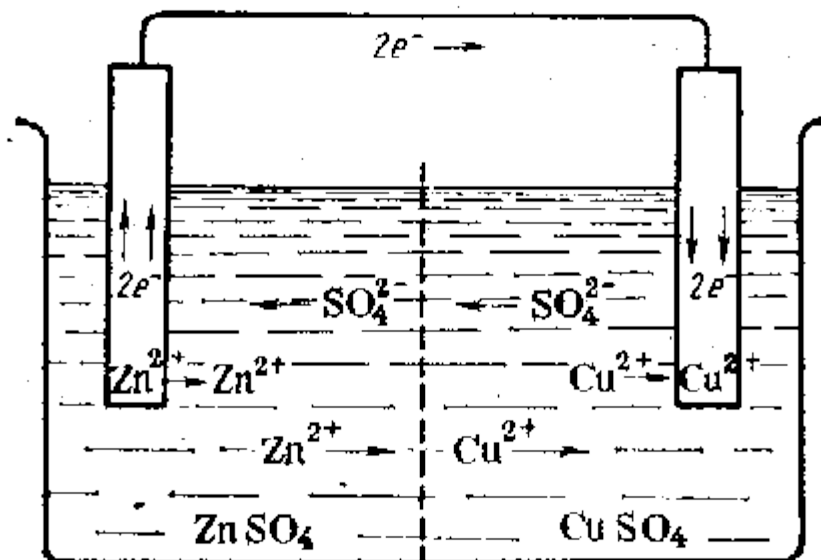


# Окислительно-восстановительные реакции

элемент Даниэля



ИЛИ

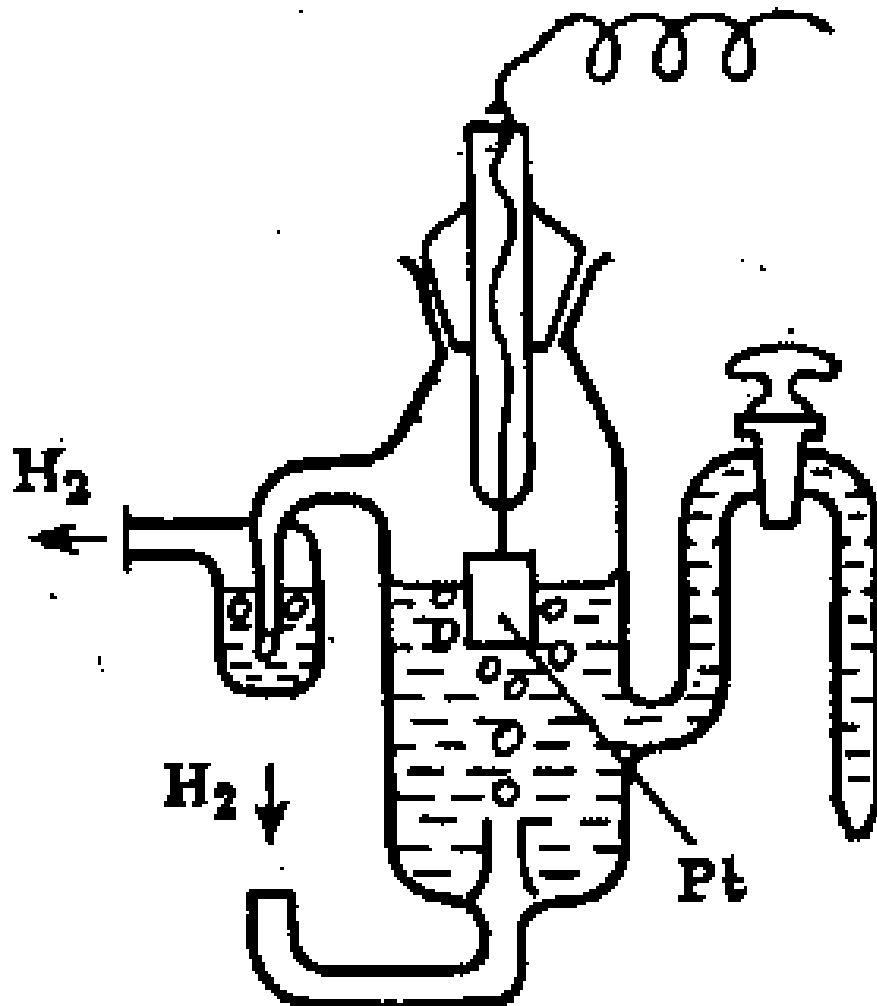


<b>Полуреакция</b> (восстановление окисленной формы)	<b>E<sup>0</sup>, В</b>
<b>F<sub>2</sub> + 2 e<sup>-</sup> = 2 F<sup>-</sup></b>	<b>+2,87</b>
<b>MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 8 H<sup>+</sup> + 5 e<sup>-</sup> = Mn<sup>2+</sup> + 4 H<sub>2</sub>O</b>	<b>+1,52</b>
<b>Cl<sub>2</sub> + 2 e<sup>-</sup> = 2 Cl<sup>-</sup></b>	<b>+1,36</b>
<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + 14 H<sup>+</sup> + 6 e<sup>-</sup> = 2 Cr<sup>3+</sup> + 7 H<sub>2</sub>O</b>	<b>+1,35</b>
<b>Br<sub>2</sub> + 2 e<sup>-</sup> = 2 Br<sup>-</sup></b>	<b>+1,07</b>
<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 4 H<sup>+</sup> + 3 e<sup>-</sup> = NO + 2 H<sub>2</sub>O</b>	<b>+0,96</b>
<b>Ag<sup>+</sup> + e<sup>-</sup> = Ag</b>	<b>+0,80</b>
<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 2 H<sup>+</sup> + e<sup>-</sup> = NO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O</b>	<b>+0,78</b>
<b>Cu<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = Cu</b>	<b>+0,34</b>
<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> + 4 H<sup>+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = SO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O</b>	<b>+0,20</b>
<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> + 8 H<sup>+</sup> + 8 e<sup>-</sup> = S<sup>2-</sup> + 4 H<sub>2</sub>O</b>	<b>+0,15</b>
<b>2 H<sup>+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = H<sub>2</sub></b>	<b>0</b>
<b>Pb<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = Pb</b>	<b>-0,13</b>
<b>Fe<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = Fe</b>	<b>-0,44</b>
<b>Zn<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = Zn</b>	<b>-0,76</b>
<b>Al<sup>3+</sup> + 3 e<sup>-</sup> = Al</b>	<b>-1,67</b>
<b>Mg<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = Mg</b>	<b>-2,34</b>
<b>Na<sup>+</sup> + e<sup>-</sup> = Na</b>	<b>-2,71</b>
<b>Ca<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = Ca</b>	<b>-2,87</b>
<b>K<sup>+</sup> + e<sup>-</sup> = K</b>	<b>-2,92</b>
<b>Li<sup>+</sup> + e<sup>-</sup> = Li</b>	<b>-3,02</b>

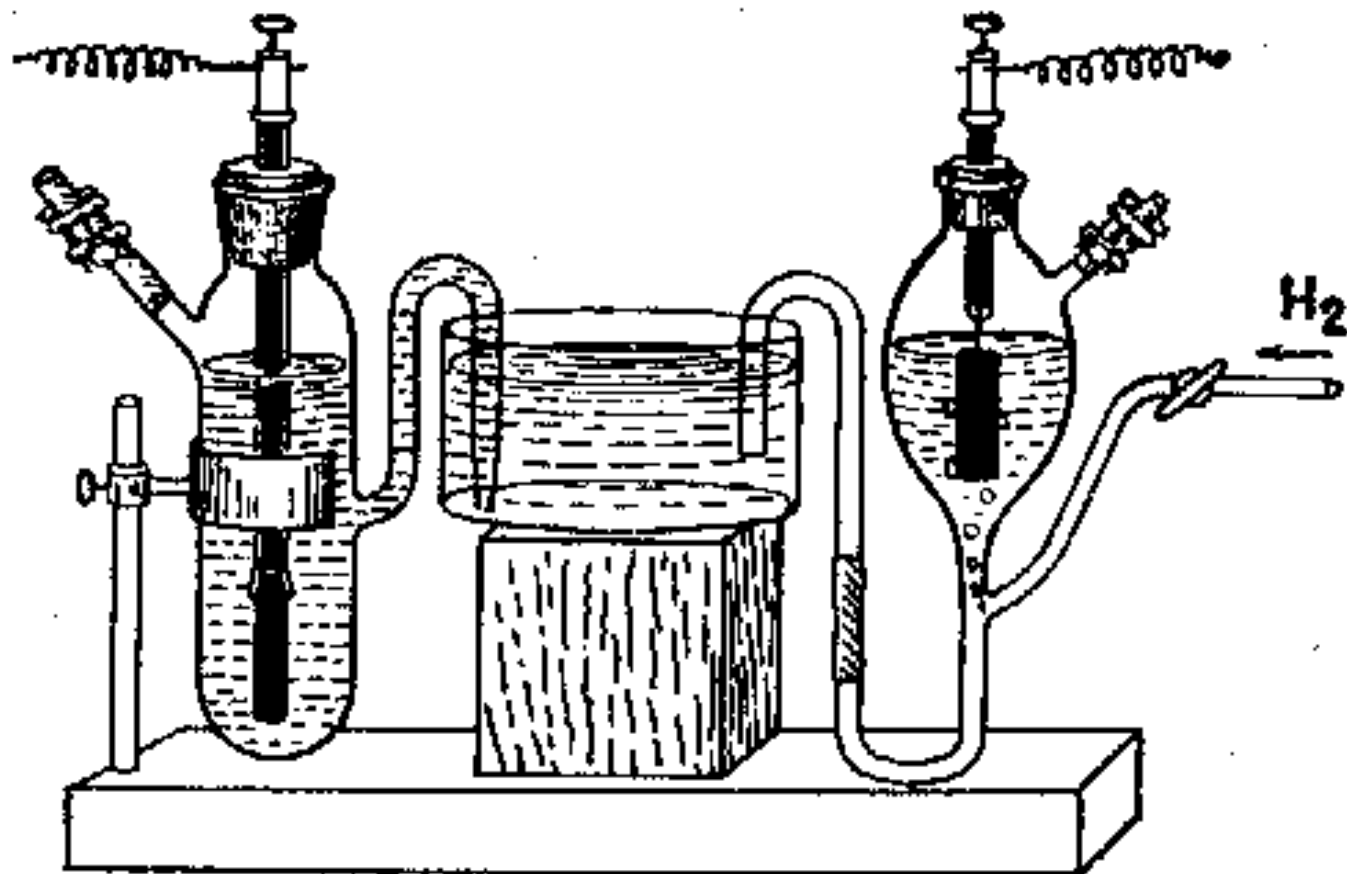


# Водородный электрод

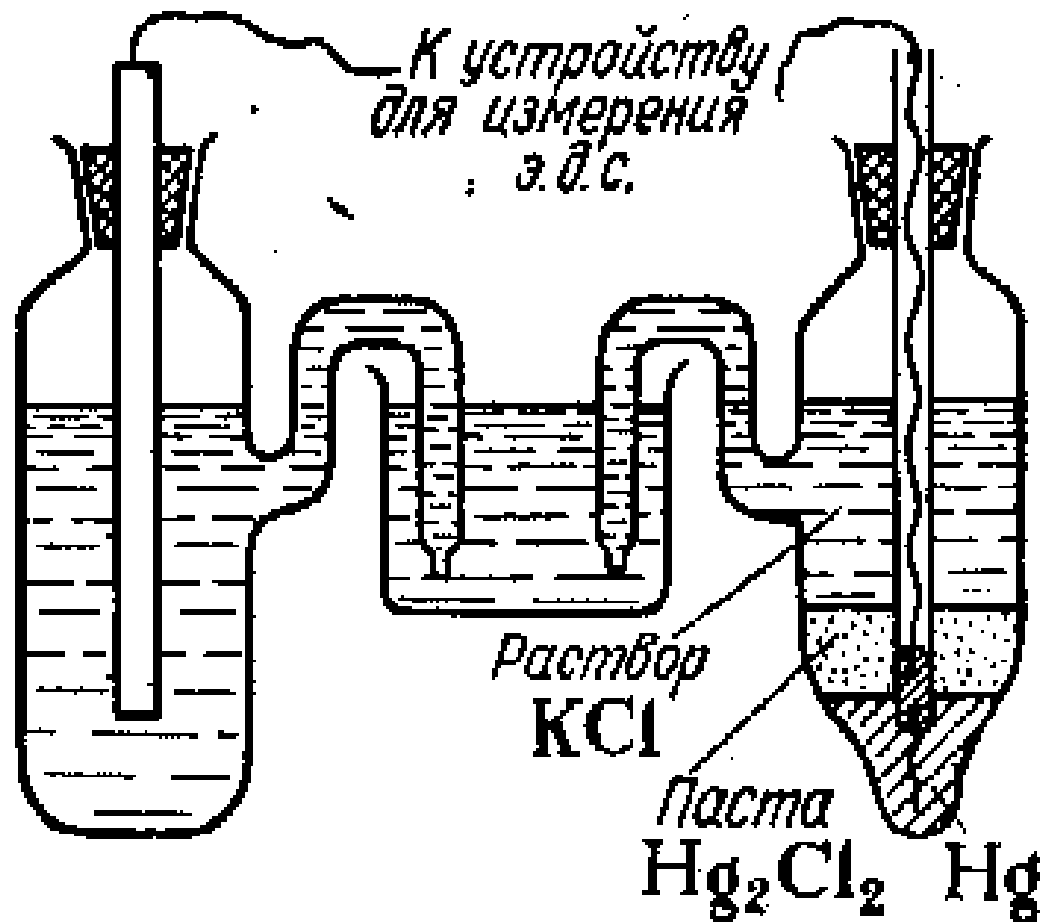
Концентрация  $\text{H}^+$  в растворе 1 М, давление  $\text{H}_2$  – 1 атм.



# Водородный электрод. Измерение потенциалов



# Измерение потенциалов по стандартному электроду



# Гальваническая пара золото-цинк

Au-HCl-t.avi 1:05

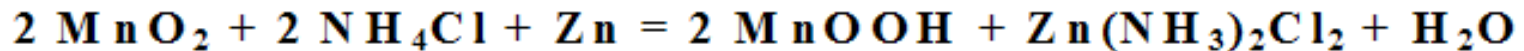


# Химические источники тока

Элемент Лекланше (Ж.Лекланше, 1865 г.):

Электролит – крахмальная паста с  $\text{NH}_4\text{Cl}$

$(-)\text{Zn} | \text{NH}_4\text{Cl}, \text{ZnCl}_2 | \text{MnO}_2 (+)$

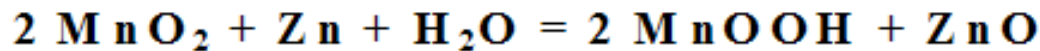


Свежий от 1,55 до 1,85 В; емкость 30-50 Вт\*ч/кг

“Щелочные” (Alkaline)    Мировое производство 7-9 млрд штук в год

Электролит –  $\text{KOH}$ , ингибиторы

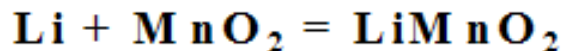
$(-)\text{Zn} | \text{KOH} | \text{MnO}_2 (+)$



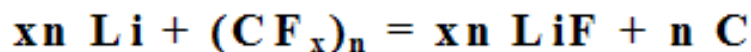
емкость 60-90 Вт\*ч/кг

“Литиевые”

$(-)\text{Li} | \text{LiClO}_4$  в пропиленкарбонате  $| \text{MnO}_2 (+)$



$(-)\text{Li} | \text{LiBF}_4$  в гамма-бутиролактоне  $| (\text{CF}_x)_n (+)$

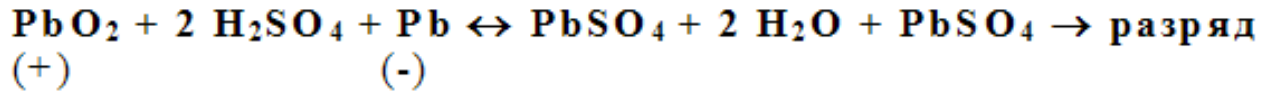


емкость 600-1200 Вт\*ч/кг

# Аккумуляторы

**Свинцовые:** ЭДС мин. 2,1 В; зарядный ток = 1/10 емкости;

емкость 3-4 А\*ч/кг

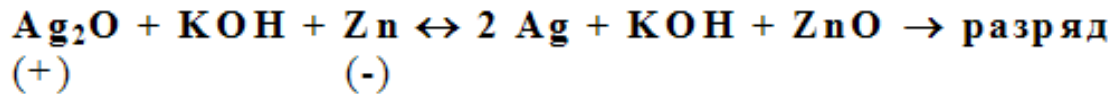


100 млн. автомобильных аккумуляторов в год –

2 млн. т. свинца (50% производства Pb)

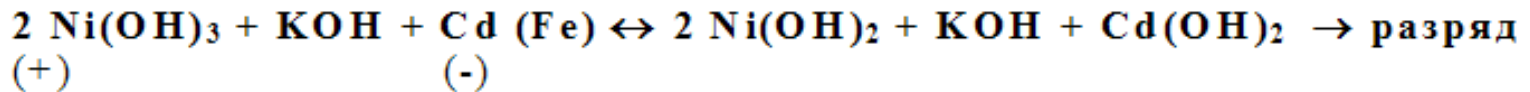
**Серебряно-цинковые:** ЭДС мин. 1,5 В; зарядный ток = 1/10 емкости;

емкость 50-70 А\*ч/кг



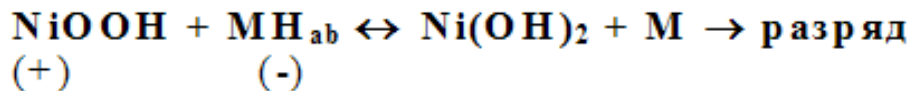
**Кадмиево-никелевые:** ЭДС мин. 1,1 В; зарядный ток = 1/4 емкости;

емкость 3,5-8 А\*ч/кг



**Никель-гидридные:** ЭДС мин. 1,2 В; зарядный ток = 1/10 емкости;

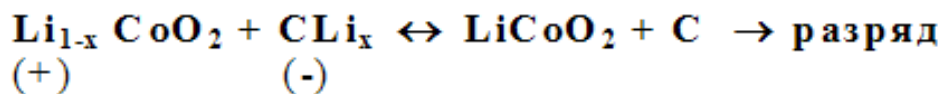
емкость 5-12 А\*ч/кг



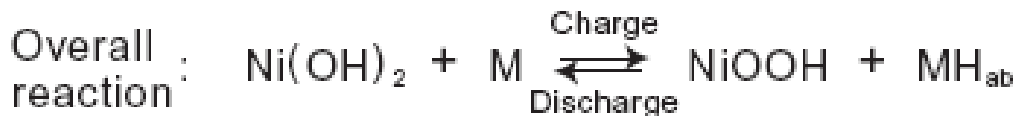
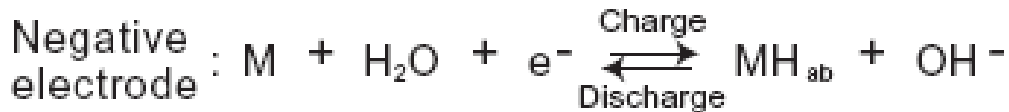
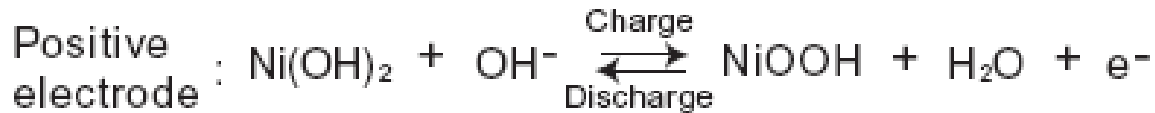
M: TiFe; ZnMn<sub>2</sub>; Mg<sub>2</sub>Ni; LaNi<sub>5</sub>

**Литий-ионные :** ЭДС мин. 3,6 В; зарядный ток = 1/2-1/4 емкости

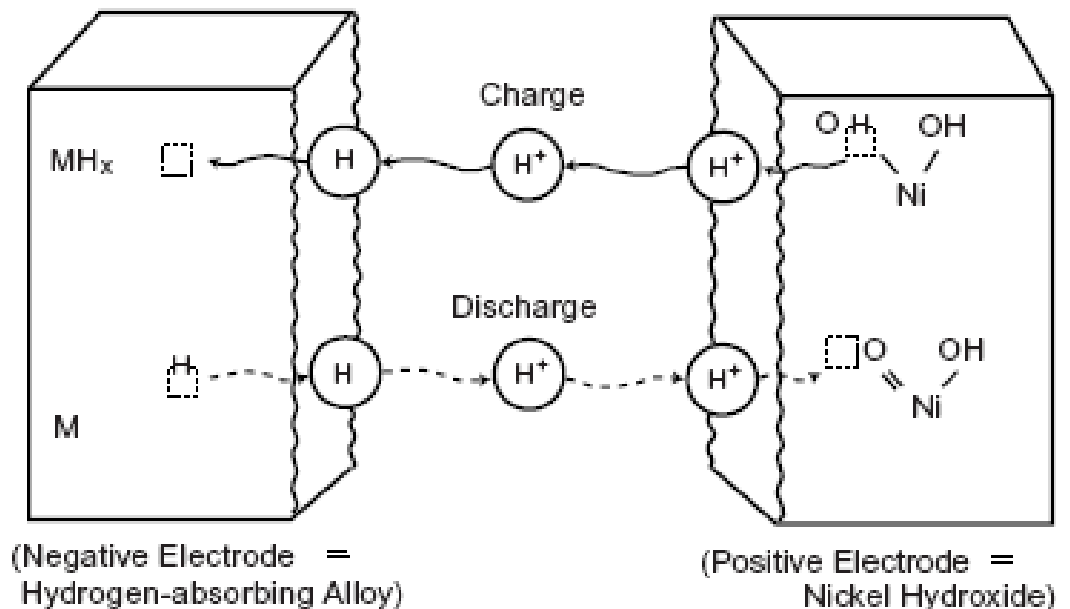
емкость 7-20 А\*ч/кг



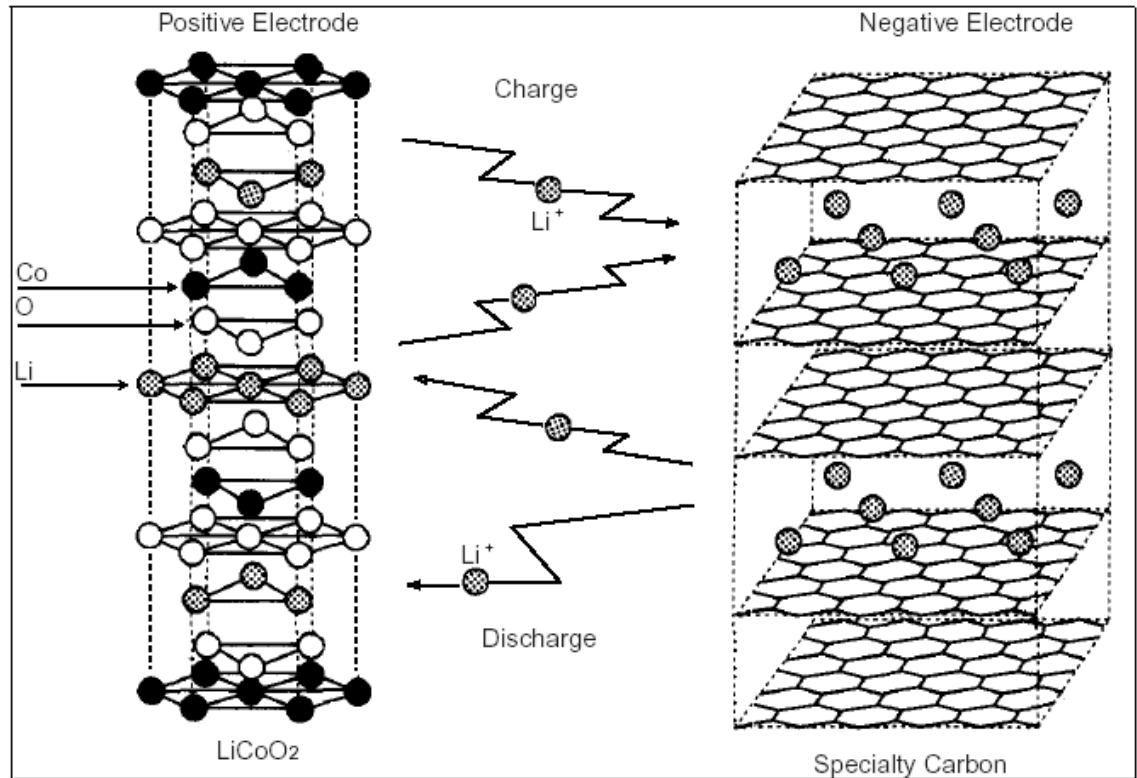
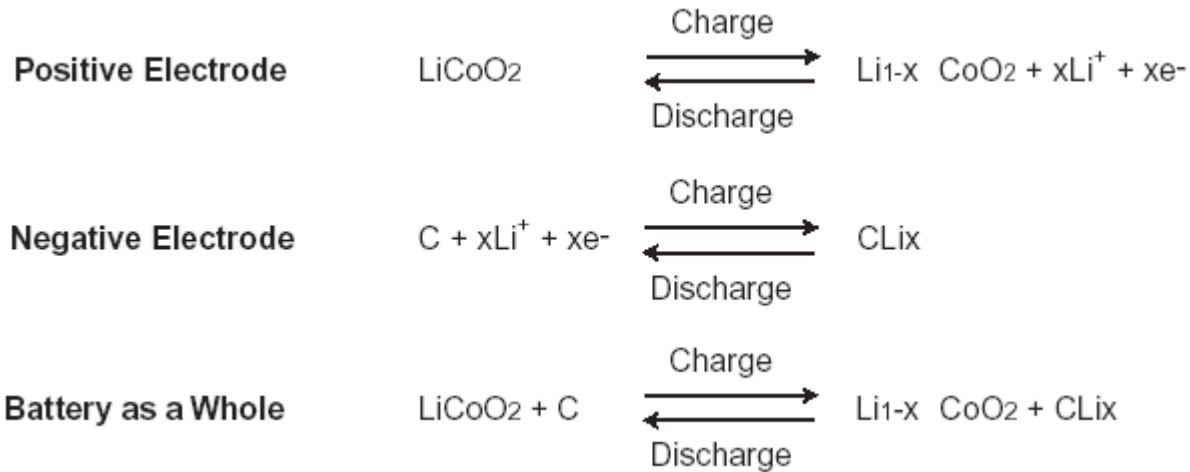
# Никель-гидридные аккумуляторы



(M : hydrogen-absorbing alloy; H<sub>ab</sub> : absorbed hydrogen)

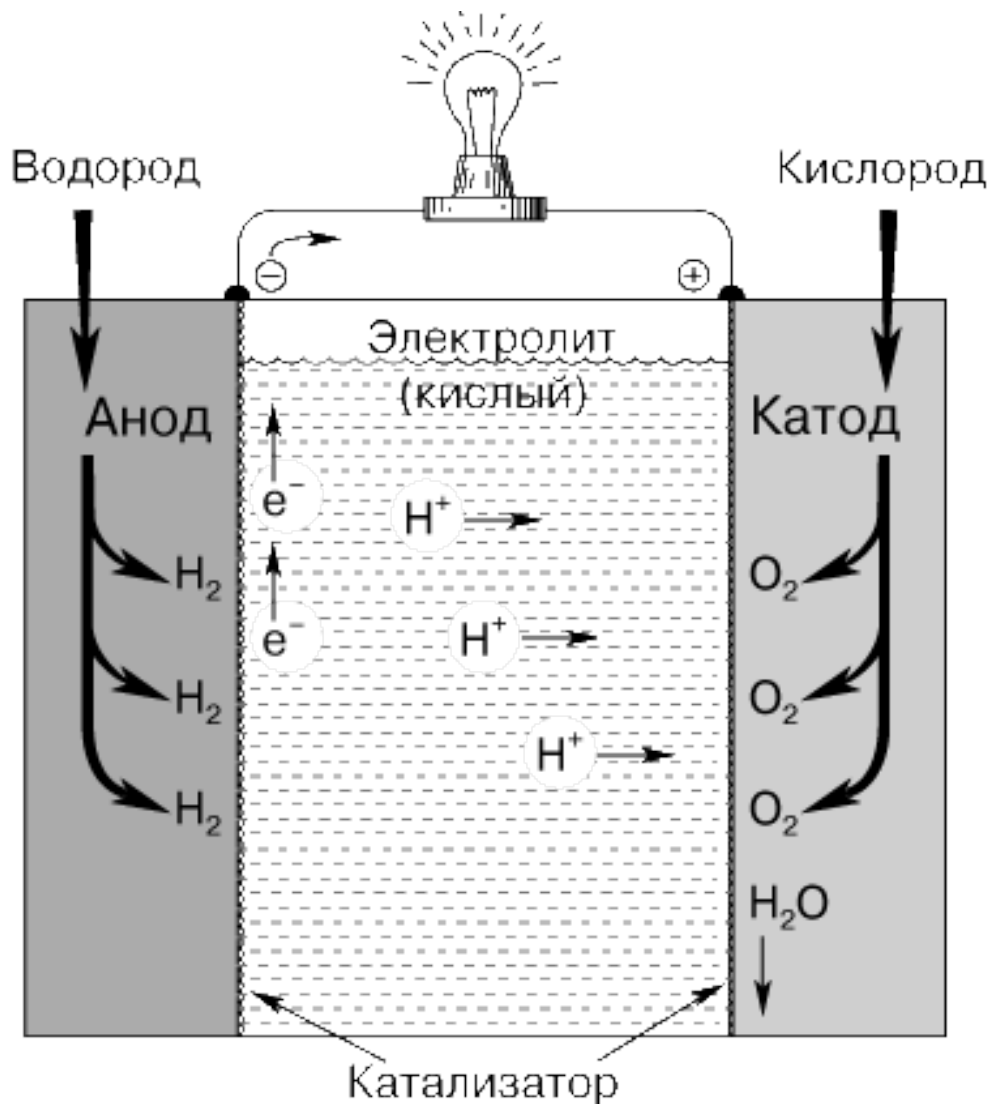


# Литий-ионные аккумуляторы





# Топливный элемент



**электроокисление  
водорода (анод):**  
 $2 H_2 + 4 OH^- - 4 e^- = 4 H_2O$

**электровосстановление  
кислорода (катод):**  
 $O_2 + 2 H_2O + 4 e^- = 4 OH^-$

**Суммарно:**  
 $2 H_2 + O_2 = 2 H_2O$

## Уравнение Нернста (1)



$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln \frac{C_{(X)}^x C_{(Y)}^y}{C_{(A)}^a C_{(B)}^b}$$

$$\Delta G = -nFE$$

$$E = \frac{-\Delta G}{nF} = \frac{RT}{nF} \left[ \ln K_p - \ln \frac{C_{(X)}^x C_{(Y)}^y}{C_{(A)}^a C_{(B)}^b} \right]$$

$$E = E^0 - (0,058/n) \lg \frac{C_{(X)}^x C_{(Y)}^y}{C_{(A)}^a C_{(B)}^b}$$

# Вальтер Фридрих Герман Нернст (1864-1941)



## Уравнение Нернста (2)

Для процесса:  $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

$$E = E^0 - (0,058/n)\lg([\text{Zn}^{2+}]/[\text{Cu}^{2+}])$$

При стандартных концентрациях 1 М получим:

$$E = E^0_{\text{окисл}} - E^0_{\text{восст}} = +0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В}$$

Для двух водородных электродов:

$$E = E_2 - E_1 = (0,058/n)\lg([\text{H}^+]_2/[\text{H}^+]_1) = 0,058 \lg([\text{H}^+]_2/[\text{H}^+]_1)$$

Если для одного из электродов  $[\text{H}^+]_1 = 1 \text{ М}$

(стандартный раствор), получим:

$$E = 0,058 \lg[\text{H}^+]_2 \text{ или } E = - 0,058 \text{ рН}$$

# Стеклянный электрод для измерения pH



# Фриц Габер (1868-1934)



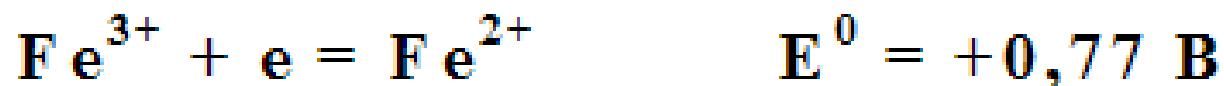
# Применение ряда стандартных потенциалов и уравнения Нернста

Можно ли окислить железом медь?



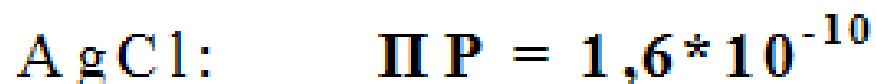
## Применение ряда стандартных потенциалов и уравнения Нернста

Можно ли окислить серебро железом  $\text{Fe}^{3+}$  ?



По уравнению Нернста  $E = E_0 + (0,059/n) \lg [M^{n+}]$

$$[\text{Ag}^+] \ll 1$$



Получается, что можно, если окислитель  $\text{FeCl}_3$



**В лекции использованы модели  
из эл. учебника «Открытая химия 2.5»  
(<http://www.college.ru/chemistry/course/design/index.htm>)**



# Доказательство невозможности диссоциации NaCl на ионы

$$F = 9,2 * 10^8 \text{ (кг * м}^2 * \text{Кл}^{-2}) * \frac{(q_1 * q_2)}{r^2}$$

при  $q_1 = q_2 = 1,6 * 10^{-19}$  Кл и  $r = 1$  мм

получим  $F = 9,2 * 10^8 (1,6 * 10^{-19})^2 / 10^{-6}$  кг

Это расчет для двух ионов,

а для моля в числителе появляется  $(6 * 10^{23})^2$  ;

$$F = 9,2 * 10^8 (1,6 * 10^{-19})^2 (6 * 10^{23})^2 / 10^{-6} \text{ кг}$$

тогда итоговое значение силы притяжения

$$8,5 * 10^{24} \text{ кг(!!!) (масса Земли } 6 * 10^{24} \text{ кг)}$$

**Вывод: диссоциация невозможна**

# Работы Д.И.Менделеева по растворам (1)

<http://files.rushim.ru/books/physchemie/mendeleev.djvu>

## О СОЕДИНЕНІИ СПИРТА СЪ ВОДОЮ

Д. МЕНДЕЛѢЕВА.

цѣна 1 р. 50 к. перес. за 3 копейки

САНКТПЕТЕРБУРГЪ

Изданіе Товарищества «Общественная Польза»

1865.

Д. Менделѣевъ.

ИЗСЛѢДОВАНІЕ

## ВОДНЫХЪ РАСТВОРОВЪ

ПО УДѢЛЬНОМУ ВѢСУ.



С.-ПЕТЕРБУРГЪ.

№ 3 Демидова, Новый пер., 7.

1887.



## Работы Д.И.Менделеева по растворам (2)

1) указанные методы, дающие величину  $i$ , ничего не могут сказать о степени гидратации растворенного в воде вещества;

2) они не могут противоречить гипотезе о существовании в водных растворах особых диссоциированных гидратов, хотя, быть может, вовсе не таких, какие существуют в твердом виде, как кристаллогидраты;

3) так как изучение уд. веса растворов, равно как и многих других их свойств, заставляет именно признавать в растворах существование диссоциированных гидратов, то если есть возможность и надобность объяснить переменность величины  $i$  при помощи диссоциации, то прежде чем признавать в растворе соли  $MX$  диссоциацию ее частицы на ионы  $M + X$ , следует, по духу всех сведений о растворах, искать для водных растворов солей  $MX$  воздействия с  $H^2O$ , дающего частицы  $MOH + HX$ , или же диссоциации гидратов  $MX(n+1)H^2O$ , на гидраты  $MOHmH^2O + HX(n-m)H^2O$ , или даже прямо гидратов  $MXnH^2O$ , на отдельные молекулы.

## Диапазон измерений рН

Может ли быть **рН = 0** ?

Да, для 1 М раствора кислоты (раствор HCl около 4%)

Нет, т.к. рН определено для разбавленных растворов  
 $K_w = 10^{-14}$  для чистой воды

Может ли быть **рН = -1** ?

Да, для 10 М раствора кислоты (раствор HCl около 40%)

Нет, т.к. рН определено для разбавленных растворов  
 $K_w = 10^{-14}$  для чистой воды

Может ли быть **рН = 14** ?

Может ли быть **рН = 15** ?



## Расчет рН в растворах сильных кислот и оснований

Диссоциация сильной кислоты:  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Считаем диссоциацию полной ( $\alpha = 100\%$ ):  $[\text{H}^+] = [\text{HCl}]$

$$\mathbf{pH = - \lg [HCl]}$$

Диссоциация сильного основания:  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Считаем диссоциацию полной ( $\alpha = 100\%$ ):  $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]$

$$\mathbf{pOH = - \lg [NaOH] ;}$$

$$\text{при } 25^{\circ}\text{C} \quad [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \mathbf{pH + pOH = 14}$$

$$\mathbf{pH = 14 - pOH}$$

## Расчет pH слабой кислоты

Диссоциация слабой кислоты:  $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$   
( $\alpha \ll 100\%$ )

В общем виде:  $\text{HA} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$

$$K_a = K_{\text{кисл}} = [\text{H}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}]$$

$$\text{p}K_{\text{кисл}} = -\lg(K_{\text{кисл}})$$

Считая слабую кислоту единственным источником протонов  
(допущение 1)

и приравнивая равновесную концентрацию  $[\text{HA}]$  к исходной  $[\text{HA}]_0$   
(допущение 2):

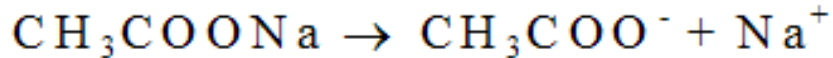
$$K_{\text{кисл}} = [\text{H}^+]^2/[\text{HA}]_0 \quad [\text{H}^+] = (K_{\text{кисл}} [\text{HA}]_0)^{1/2}$$



## Расчет рН кислотного буфера



В кислотном буферном растворе присутствует соль слабой кислоты, диссоциацию соли при расчетах считают полной ( $\alpha = 100\%$ ):



Чтобы вычислить  $[\text{H}^+]$  и рН,

(допущение 1) считают слабую кислоту единственным источником протонов,

(допущение 2) равновесную концентрацию анионов  $[\text{A}^-]$  считают равной исходной концентрации соли  $[\text{ANa}]_0$ ,

(допущение 3) равновесную концентрацию  $[\text{HA}]$  считают равной исходной концентрации кислоты  $[\text{HA}]_0$

$$\text{Тогда } K_{\text{кисл}} = [\text{H}^+] [\text{ANa}]_0 / [\text{HA}]_0$$

$$[\text{H}^+] = K_{\text{кисл}} [\text{HA}]_0 / [\text{ANa}]_0$$

$$\text{рН} = \text{р}K_{\text{кисл}} - \lg [\text{HA}]_0 / [\text{ANa}]_0 = \text{р}K_{\text{кисл}} + \lg [\text{ANa}]_0 / [\text{HA}]_0$$

$$\text{рН} = \text{р}K_{\text{кисл}} + \lg [\text{соль}]_0 / [\text{кислота}]_0$$

Для осно'вного буфера

$$\text{рН} = 14 - \text{р}K_{\text{осн}} - \lg [\text{соль}]_0 / [\text{основание}]_0$$

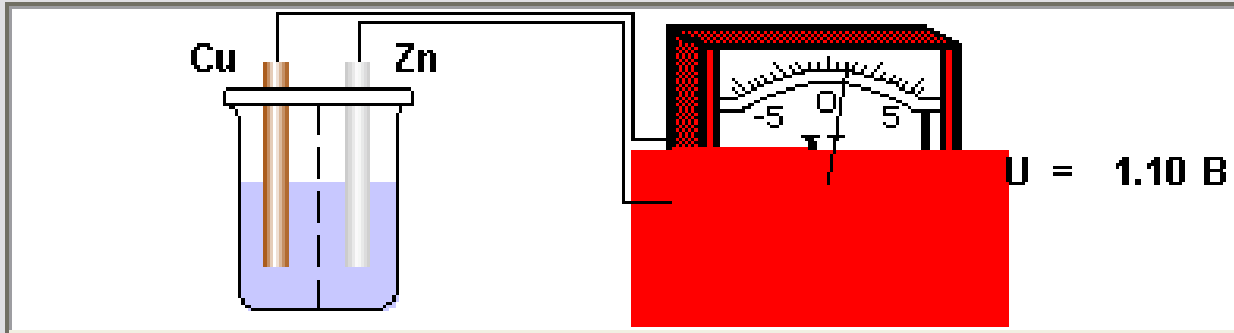


# Основные определения кислот и оснований



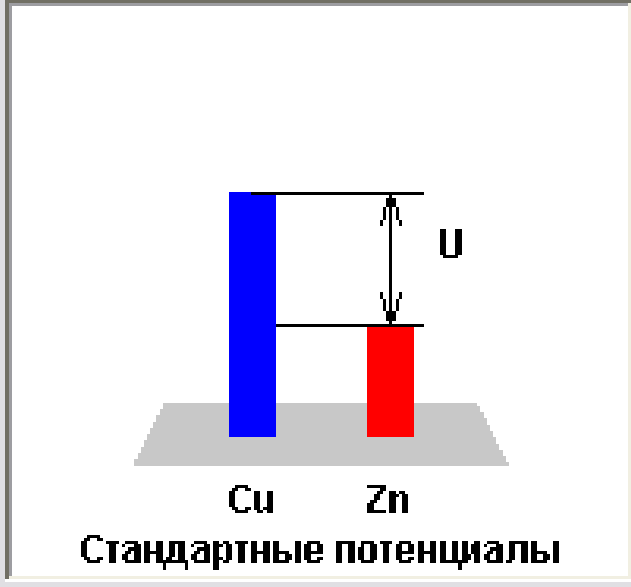
Теория	Кислота	Основание
Аррениуса	Диссоциирует с образованием ионов $H^+$ ( $HNO_3$ и др.)	Диссоциирует с образованием ионов $OH^-$ ( $NaOH$ и др.)
Бренстеда-Лоури	Донор протонов ( $NH_4^+$ , $HCl$ , $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ )	Акцептор протонов ( $NH_3$ , $OH^-$ , $PO_4^{3-}$ )
Льюиса	Акцептор электронной пары ( $BF_3$ , $Ag^+$ )	Донор электронной пары ( $NH_3$ , $F^-$ )
Лукса-Флуда (реакции в расплаве)	Акцептор оксид-ионов ( $SiO_2$ )	Донор оксид-ионов ( $CaO$ )
Сольво-систем	Повышает концентрацию катионов растворителя ( $SbF_5$ в $BrF_3$ )	Повышает концентрацию анионов растворителя ( $KF$ в $BrF_3$ )
Усановича	Донор катиона (в том числе $H^+$ ) или акцептор аниона (в том числе электронной пары)	Донор аниона (в том числе электронной пары) или акцептор катиона (в том числе $H^+$ )

# Конструктор гальванических элементов («Открытая химия 2.5»)



Cu Zn

$U = 1.10 \text{ В}$



Cu Zn

Стандартные потенциалы

I электрод	II электрод
<input type="radio"/> $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	<input type="radio"/> $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$
<input type="radio"/> $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	<input checked="" type="radio"/> $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$
<input type="radio"/> $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	<input type="radio"/> $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$
<input type="radio"/> $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$	<input type="radio"/> $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$
<input type="radio"/> $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	<input type="radio"/> $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$
<input checked="" type="radio"/> $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	<input type="radio"/> $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$
<input type="radio"/> $\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$	<input type="radio"/> $\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$
<input type="radio"/> $\text{Au}^{+}/\text{Au}$	<input type="radio"/> $\text{Au}^{+}/\text{Au}$



