

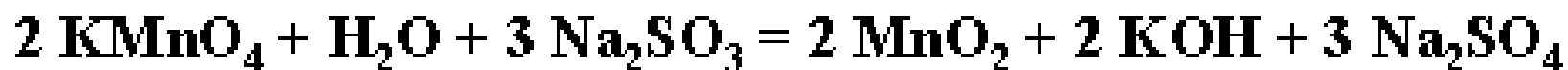
**Окислительно-
восстановительные реакции.
Элементы электрохимии**

Лекция курса
«Общая и неорганическая химия»
для 11-х классов СУНЦ

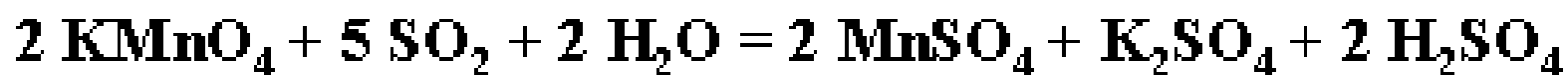
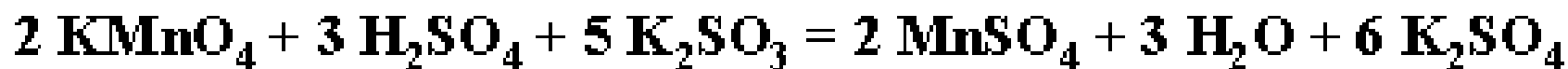
Окислительно-восстановительные реакции

перманганат в различных средах

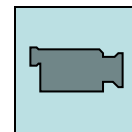
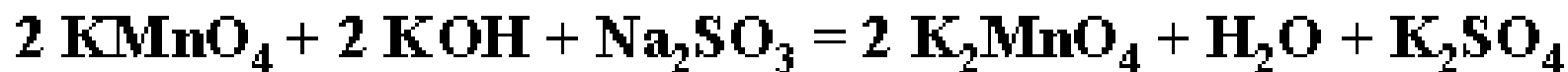
нейтральная среда ($\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$)

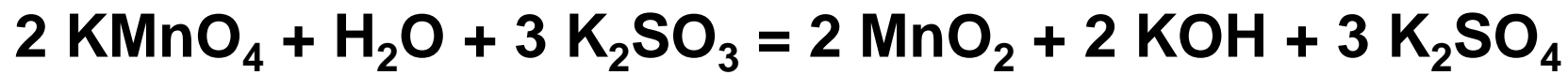


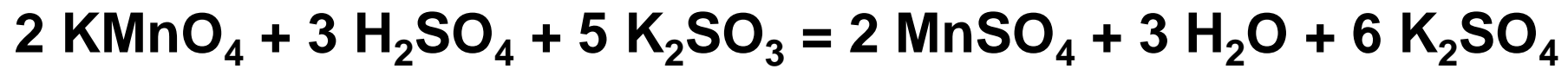
кислая среда ($\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$)

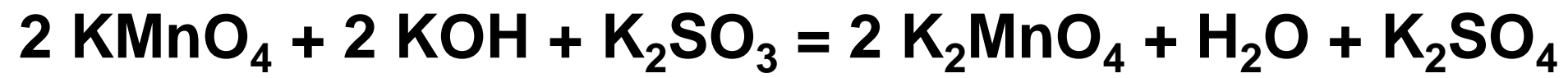


щелочная среда ($\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$)







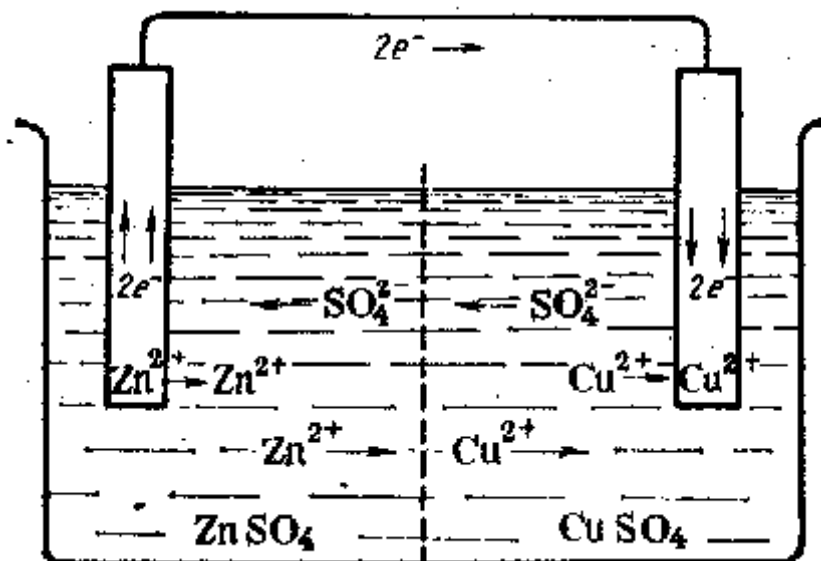


Окислительно-восстановительные реакции

элемент Даниэля



ИЛИ



Ряд активности металлов

Li - Rb - K - Ba - Ca - Na - Mg - Al - Mn - Zn - Cr - Fe - Cd - Co - Ni - Sn - Pb - **H** - Cu - Hg - Ag - Pd - Pt - Au

Li - Rb - K - Ba - Sr - Ca - Na - Mg - Al - Mn - Zn - Cr - Fe - Cd - Co - Ni - Sn - Pb - **H**
→ **H** - Sb - Bi - Cu - Hg - Ag - Pd - Pt - Au

Металл, находящийся в ряду напряжений левее (или выше) водорода, способен вытеснить водород из кислот

Eu, Sm, Li, Cs, Rb, K, Ra, Ba, Sr, Ca, Na, Ac, La, Ce, Pr, Nd, Pm, Gd, Tb, Mg, Y, Dy, Am, Ho, Er, Tm, Lu, Sc, Pu, Th, Np, U, Hf, Be, Al, Ti, Zr, Yb, Mn, V, Nb, Pa, Cr, Zn, Ga, Fe, Cd, In, Tl, Co, Ni, Te, Mo, Sn, Pb, **H₂**, W, Sb, Bi, Ge, Re, Cu, Tc, Te, Rh, Po, Hg, Ag, Pd, Os, Ir, Pt, Au

Элементы расположены в порядке возрастания стандартного электродного потенциала.

Ряд активности металлов (что из него следует)

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H
→ **H Sb Bi Cu Hg Ag Pd Pt Au**

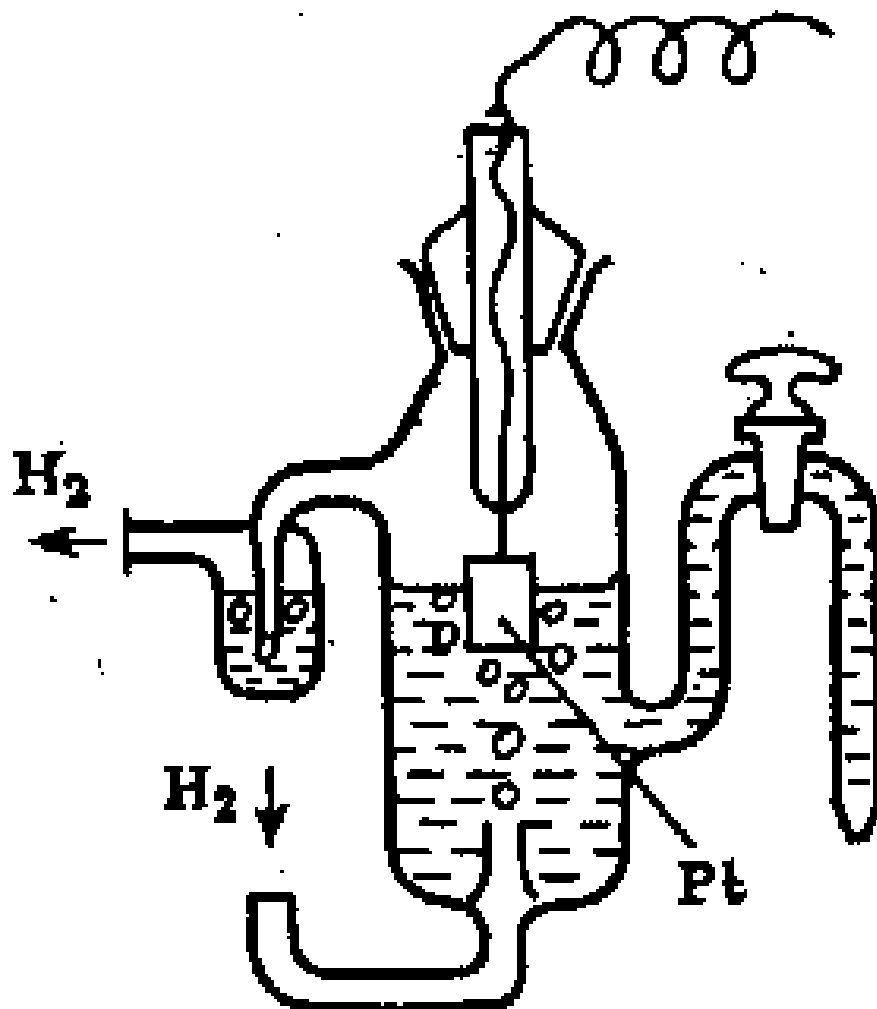
Металл, находящийся левее, может вытеснять из соли в растворе металл, находящийся правее	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
Металл, находящийся левее водорода, способен вытеснить водород из кислоты в растворе	$\text{Zn} + 2 \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
Металл, находящийся левее марганца (магния*), может вытеснить водород из холодной воды	$2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$

*Магний и алюминий защищены оксидной пленкой

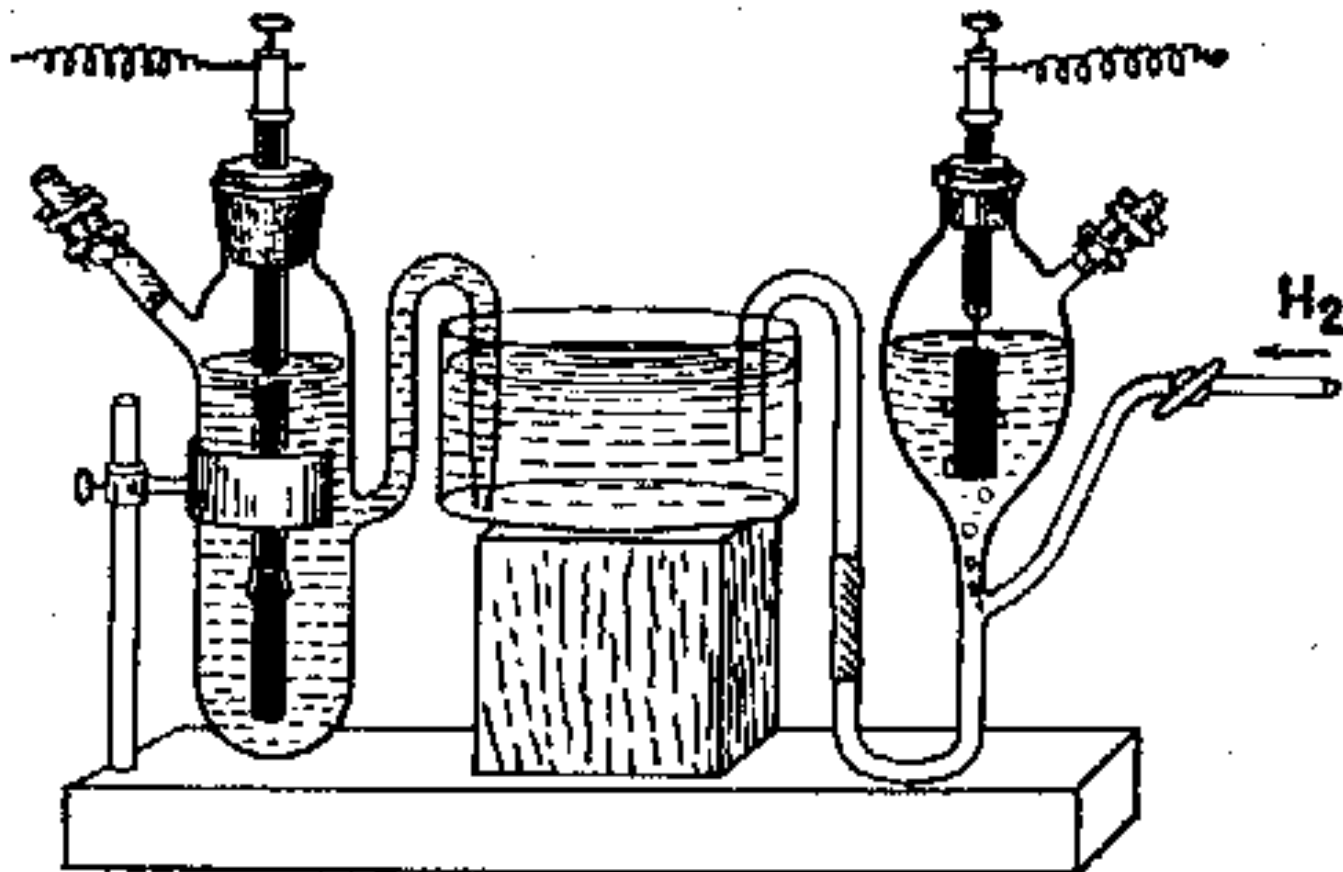
Полуреакция (восстановление окисленной формы)	E⁰, В
F₂ + 2 e⁻ = 2 F⁻	+2,87
MnO₄⁻ + 8 H⁺ + 5 e⁻ = Mn²⁺ + 4 H₂O	+1,52
Cl₂ + 2 e⁻ = 2 Cl⁻	+1,36
Cr₂O₇²⁻ + 14 H⁺ + 6 e⁻ = 2 Cr³⁺ + 7 H₂O	+1,35
Br₂ + 2 e⁻ = 2 Br⁻	+1,07
NO₃⁻ + 4 H⁺ + 3 e⁻ = NO + 2 H₂O	+0,96
Ag⁺ + e⁻ = Ag	+0,80
NO₃⁻ + 2 H⁺ + e⁻ = NO₂ + 2 H₂O	+0,78
Cu²⁺ + 2 e⁻ = Cu	+0,34
SO₄²⁻ + 4 H⁺ + 2 e⁻ = SO₂ + 2 H₂O	+0,20
SO₄²⁻ + 8 H⁺ + 8 e⁻ = S²⁻ + 4 H₂O	+0,15
2 H⁺ + 2 e⁻ = H₂	0
Pb²⁺ + 2 e⁻ = Pb	-0,13
Fe²⁺ + 2 e⁻ = Fe	-0,44
Zn²⁺ + 2 e⁻ = Zn	-0,76
Al³⁺ + 3 e⁻ = Al	-1,67
Mg²⁺ + 2 e⁻ = Mg	-2,34
Na⁺ + e⁻ = Na	-2,71
Ca²⁺ + 2 e⁻ = Ca	-2,87
K⁺ + e⁻ = K	-2,92
Li⁺ + e⁻ = Li	-3,02

Водородный электрод

Концентрация H^+ в растворе 1 М, давление H_2 – 1 атм.

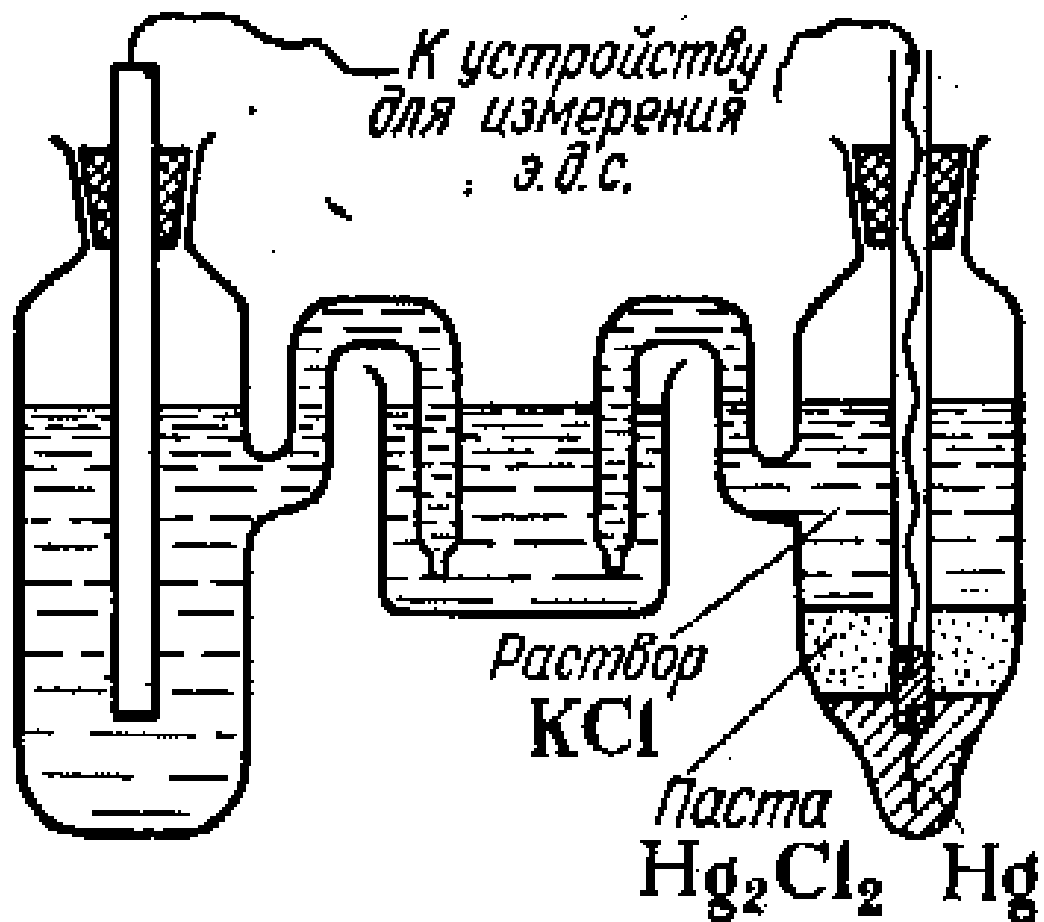


Водородный электрод. Измерение потенциалов



Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	0	+	+	+	+	+
3,0	2,93	2,87	2,71	2,37	1,7	1,19	0,76	0,74	0,45	0,28	0,26	0,13		0,34	0,80	0,80	1,2	1,5

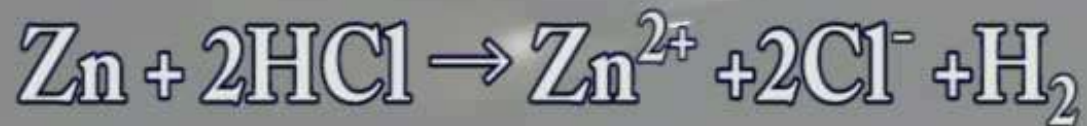
Измерение потенциалов по стандартному электроду





Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	0	+	+	+	+	+
3,0	2,93	2,87	2,71	2,37	1,7	1,19	0,76	0,74	0,45	0,28	0,26	0,13		0,34	0,80	0,80	1,2	1,5

Гальваническая пара **ЗОЛОТО** - **ЦИНК**
в соляной кислоте
(растворение золотого кольца)



Гальваническая пара медь-цинк

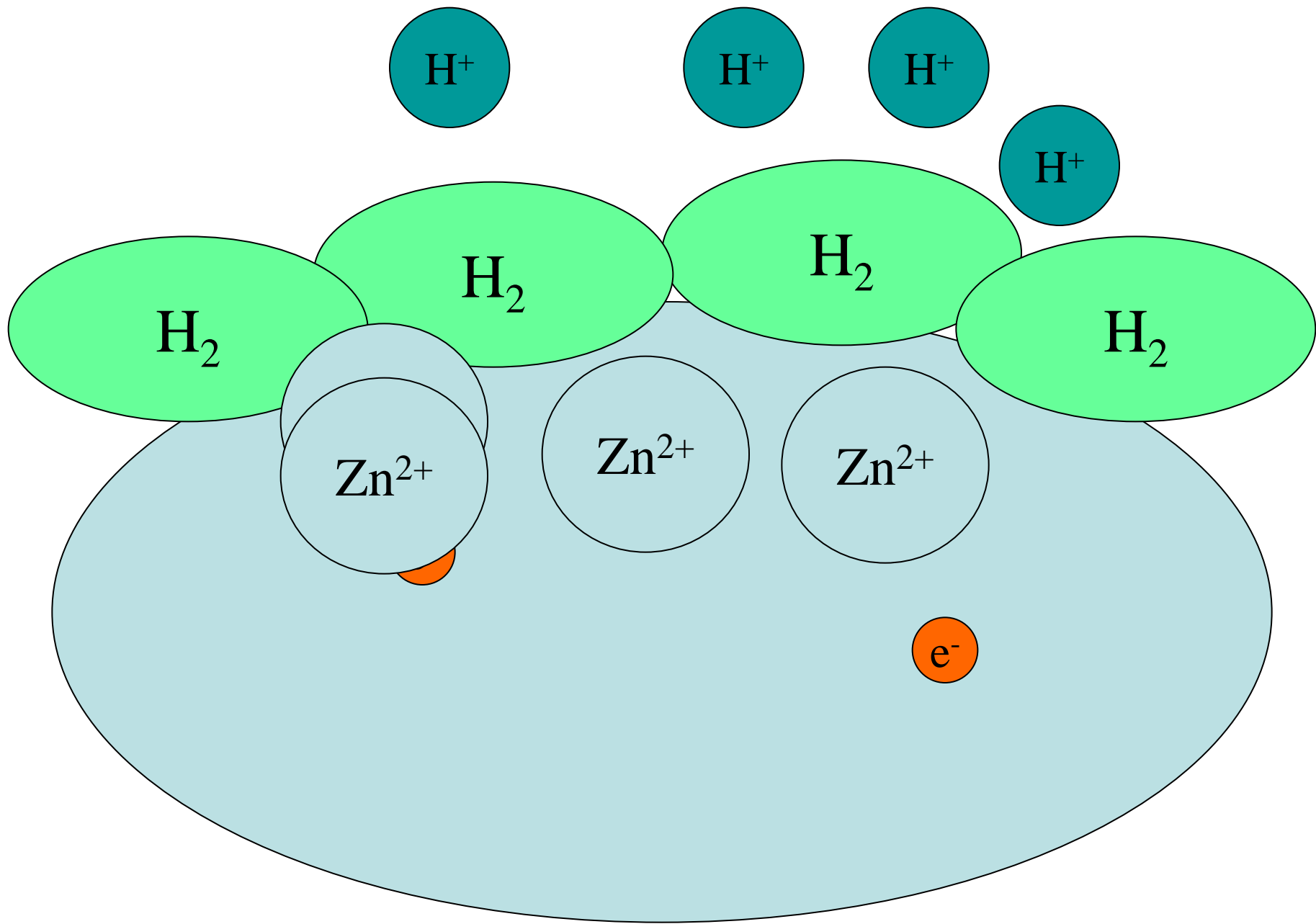
CuZn-08-z-ttV1 0:56

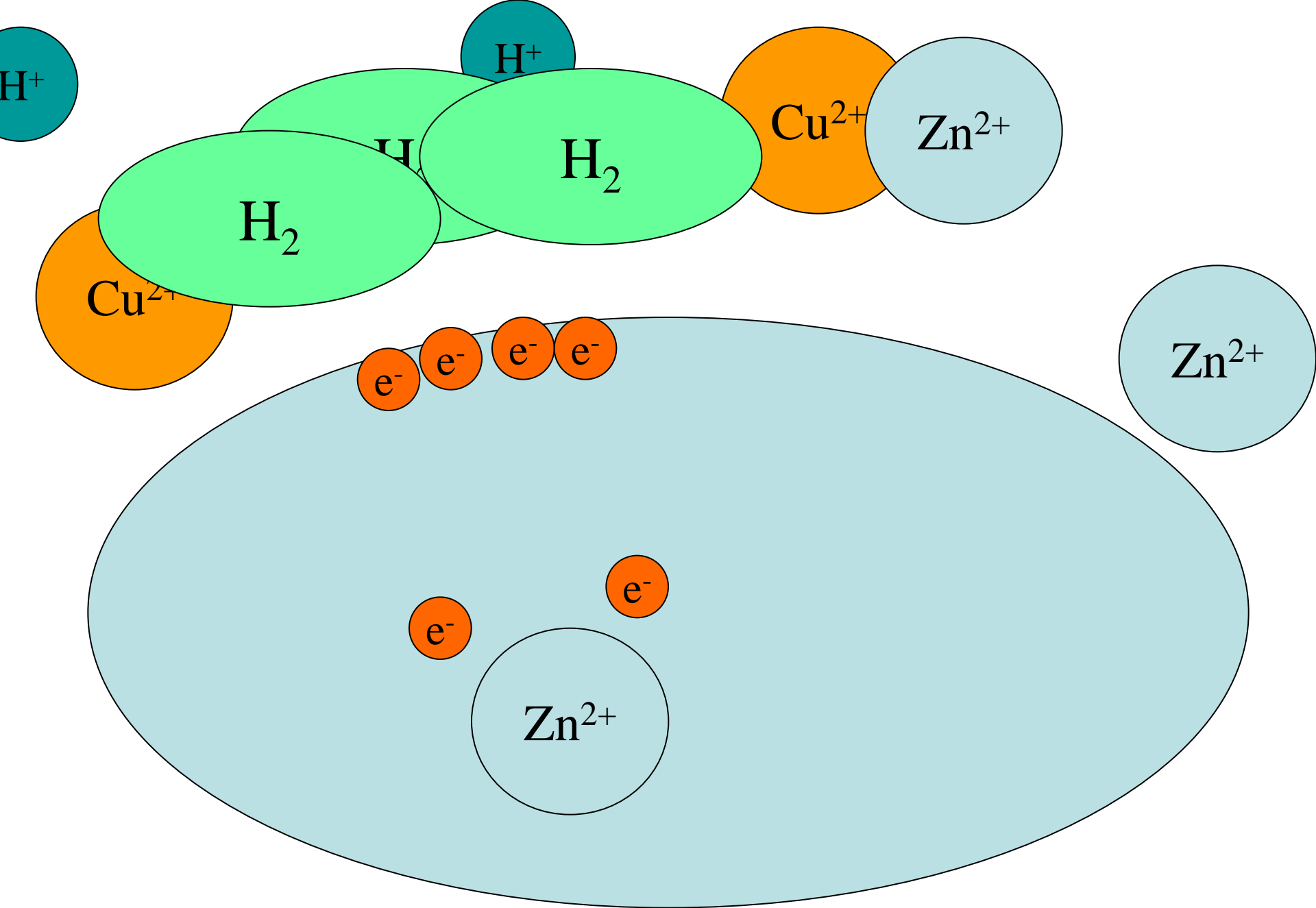


Реакция цинка с кислотой в присутствии соли меди

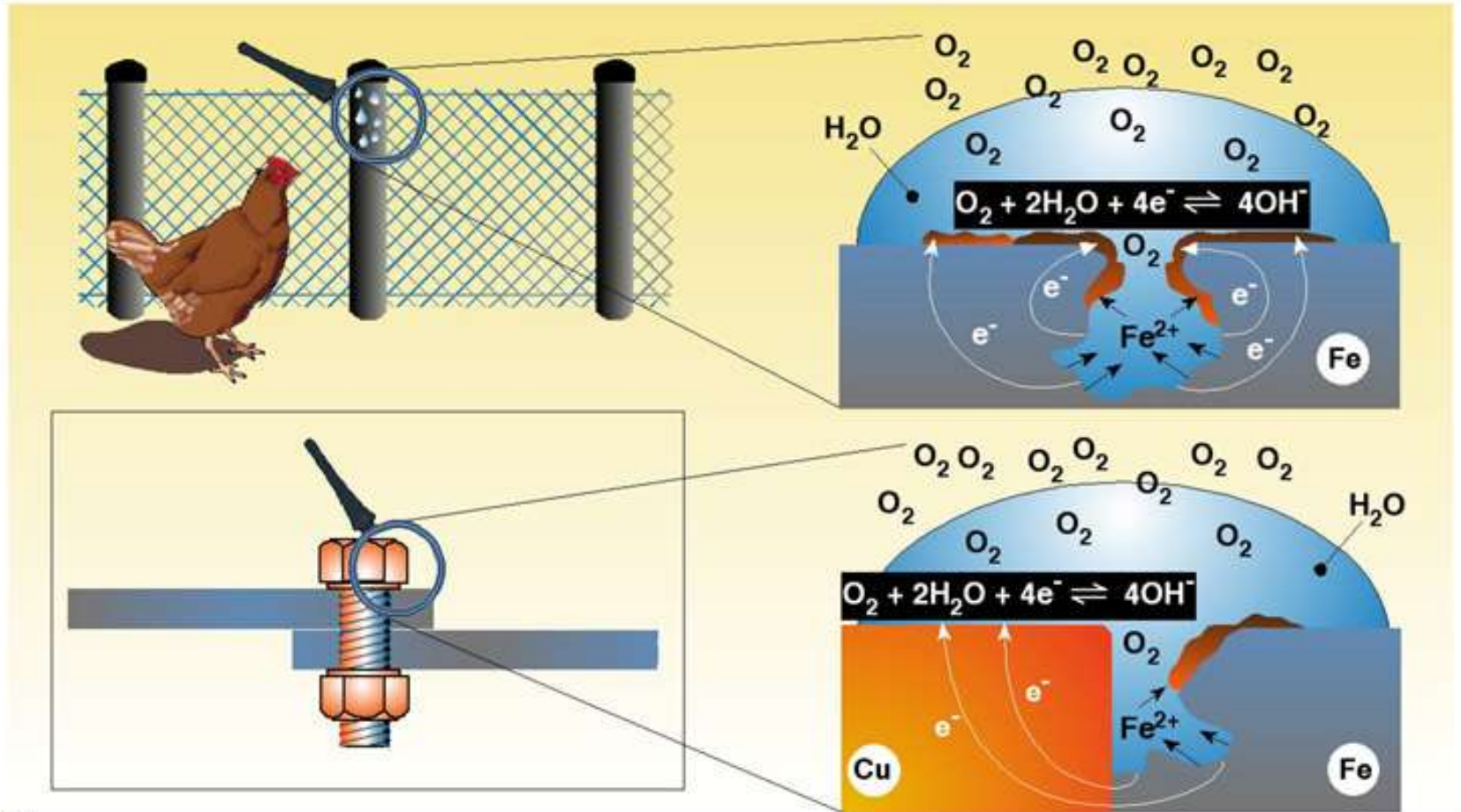
ZnHCl-Cu08-ttV1 0:50







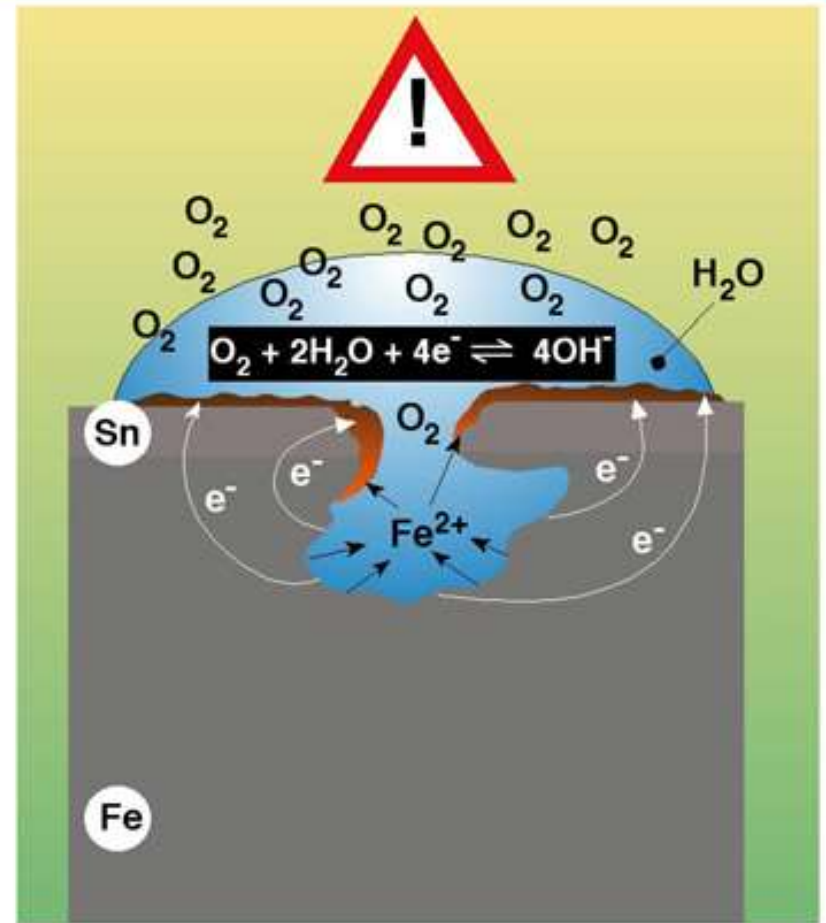
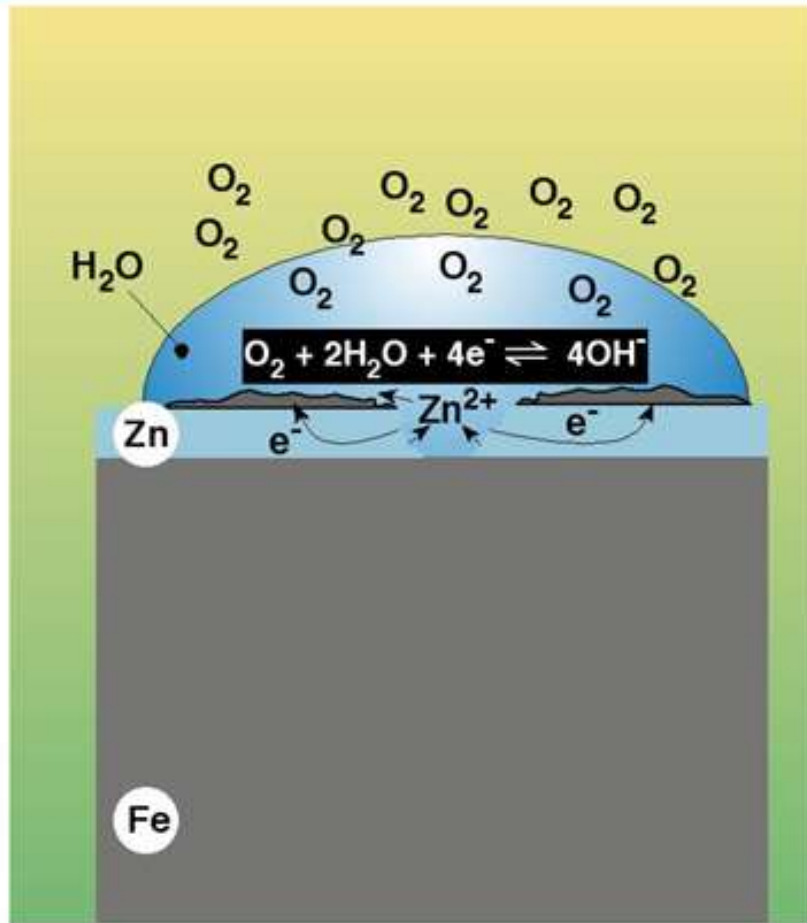
Коррозия и гальванические пары (1)



R 12

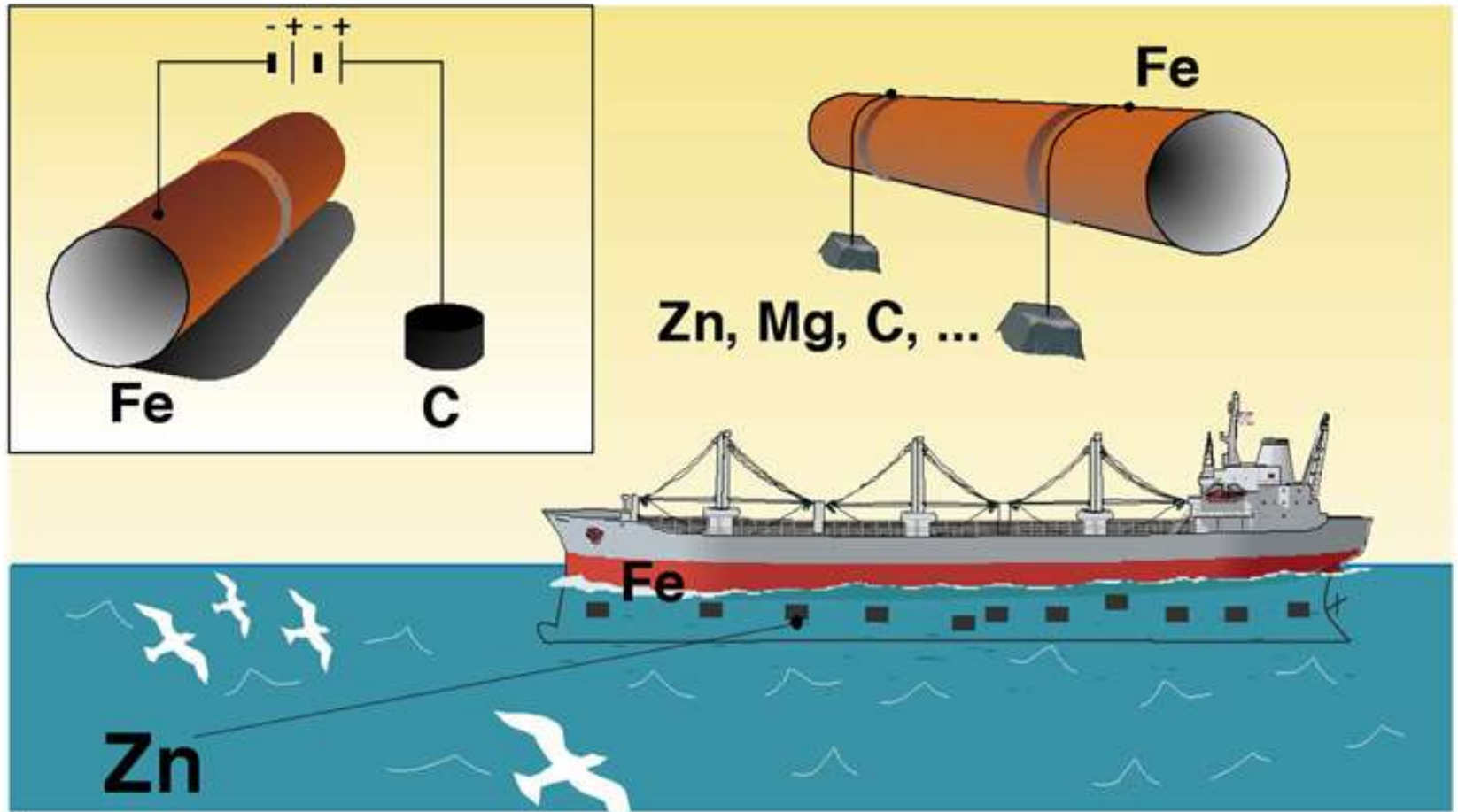
AGFA

Коррозия и гальванические пары (2)



R 13

Коррозия и гальванические пары (3)



R 14

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



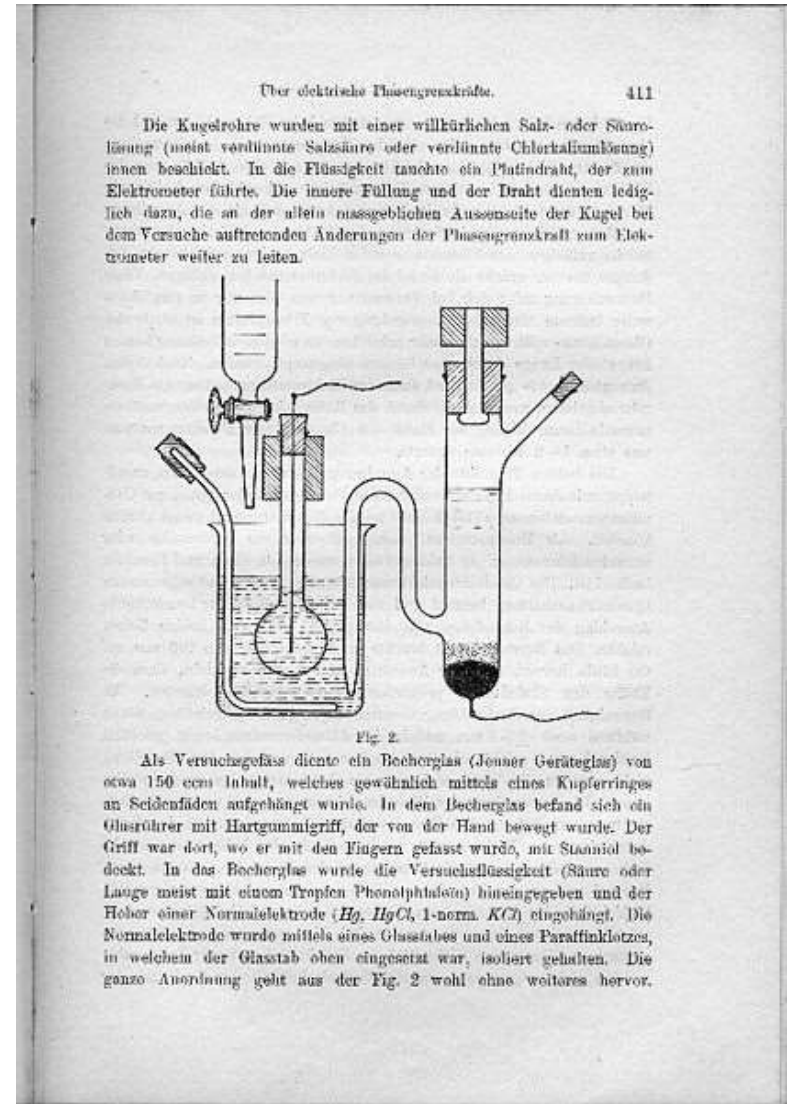
Стеклянный электрод для измерения pH



Измерение рН (история)



Фриц Габер (1868-1934)
фото 1918 г



Страница из статьи Ф.Габера и С.Клеменевича о стеклянном электроде. Zeitschrift für Physikalische Chemie. Leipzig 1909

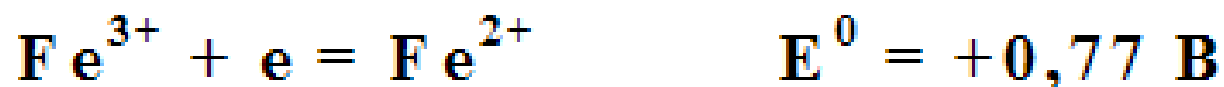
Применение ряда стандартных потенциалов и уравнения Нернста

Можно ли окислить железом медь?



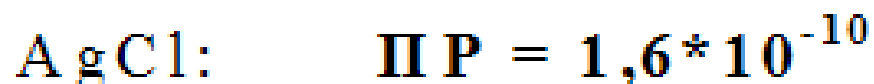
Применение ряда стандартных потенциалов и уравнения Нернста

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

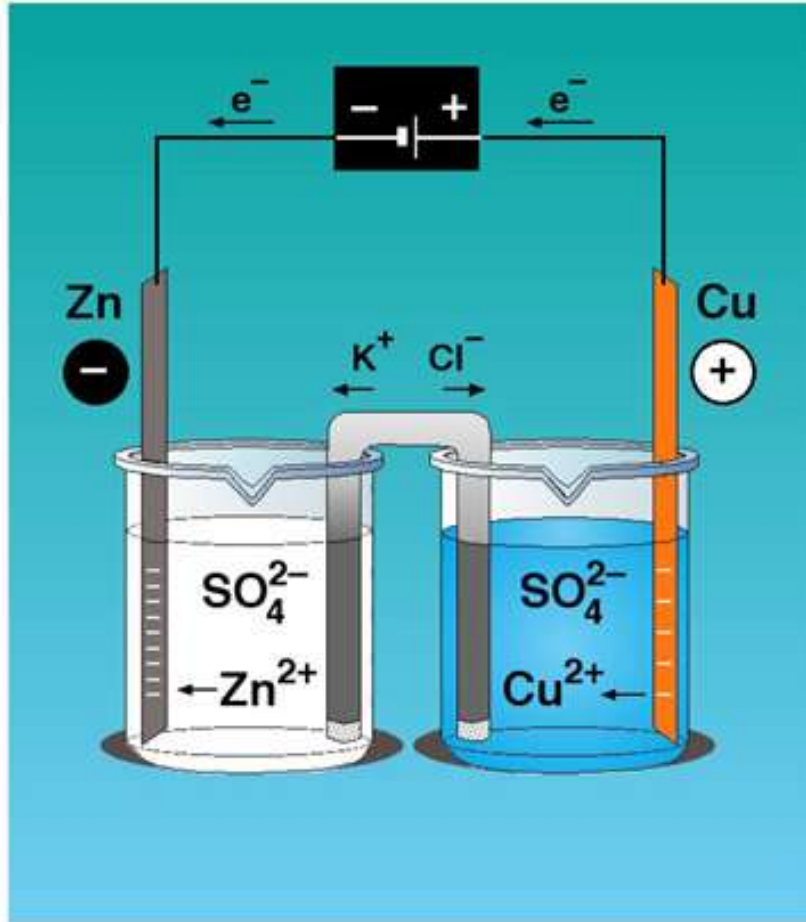
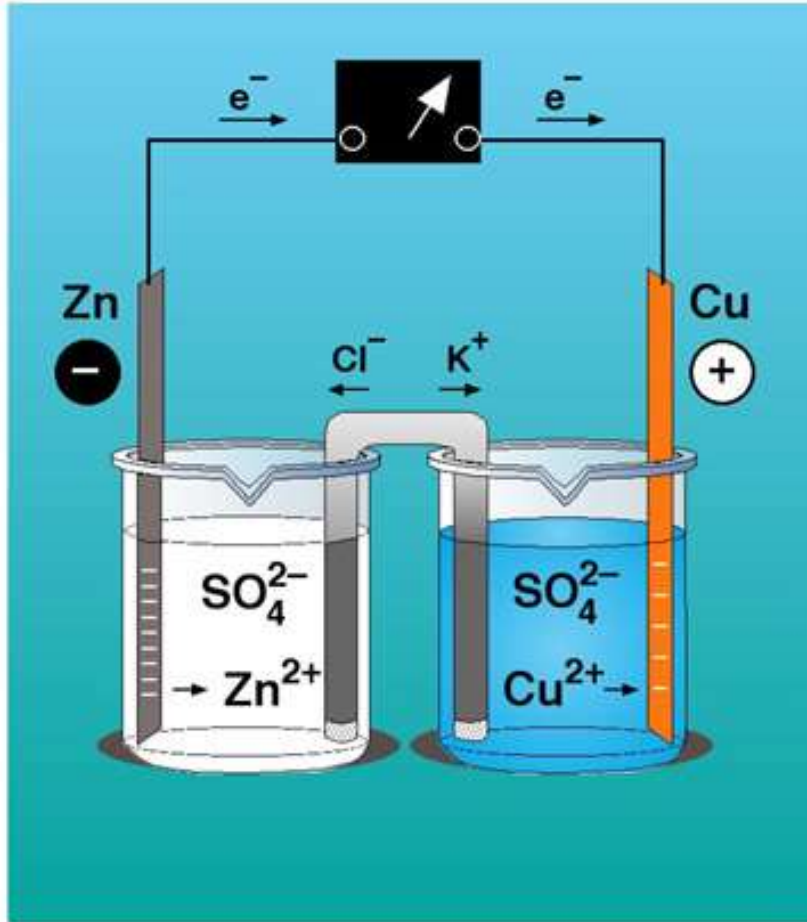


По уравнению Нернста $E = E_0 + (0,059/n) \lg [M^{n+}]$

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



Получается, что можно, если окислитель FeCl_3



R 11

Гастон Планте



Аккумулятор изобретен в 1859 г.
Гастон Планте (1834-1889) -
французский физик и электротехник