

Предложения по организации преподавания электрохимии на химическом факультете (по итогам осеннего семестра)

1. Общие принципы.

2. Экспериментальные данные

<http://www.elch.chem.msu.ru/rus/prg4.htm>

3. Предложения по существу.

4. Предложения с учетом реальной обстановки.

5.10.2010

Группа	Инициалы, фамилия
13	П.С. Князькин.

1. Произведение растворимости $BaSO_4$ составляет $1 \cdot 10^{-10}$. Определить его растворимость в воде и в 0.05 М растворе KCl при температуре 25°C. Считать ионные радиусы K^+ и Cl^- равными 1.38 и 1.81 Å соответственно. Принять диэлектрическую постоянную равной 78.4.

2. Сосуд для измерения электропроводности наполнен 0.005 М раствором $CuSO_4$ при температуре 25°C. Площадь параллельных электродов - 3 cm^2 , а расстояние между электродами - 6 см. Сопротивление слоя раствора, заключенного между электродами, равно 15.61 кОм. Найти удельную, эквивалентную и предельную эквивалентную электропроводности раствора. Принять диэлектрическую постоянную равной 78.4, вязкость равной $8.937 \cdot 10^{-4}$ Пз.

3. Электрическая подвижность иона $[(C_2H_5)_4N]^+$ в метилацетате при температуре 25°C равна $6.37 \cdot 10^{-8}$ м²/В·с. Вычислить предельную эквивалентную электропроводность, коэффициент диффузии при бесконечном разбавлении и стокесовский радиус этого иона при бесконечном разбавлении в диметилсульфоксиде. Вязкости метилацетата и диметилсульфоксида - $3.45 \cdot 10^{-3}$ и $1.9 \cdot 10^{-3}$ Пз соответственно.

4. Рассчитать изменение pH раствора 0.005 М CH_3COOH + 0.01 М CH_3COONa + 0.03 М NaCl при пропускании через него газообразного HCl до достижения концентрации HCl, равной $7 \cdot 10^{-3}$ М. На сколько мВ в результате добавления HCl изменится потенциал водородного электрода в исследуемом растворе? Принять при 25°C $pK(CH_3COOH)$ равным 4.75, диэлектрическую постоянную равной 78.4.

1. Общие принципы

- классический университет должен обеспечивать **исследовательское** образование, предполагающее самостоятельность мышления уже на входе
- поскольку университет на это явно не способен, а на входе имеется все что угодно, то нужно **хотя бы** привить **пользовательские** навыки
- VII семестр – 0.5 – 1.5 года до начала **реальной** работы
- контрольная работа = **САМОКОНТРОЛЬ**
- баллы – **НЕ рейтинг**, а способ определения **порогов**
- надо дать возможность учиться всем, кто **хочет** учиться; остальные не интересны, но нет никакого порыва их «ограничивать в правах»
- надо **ВЫЯВИТЬ** тех, кто сможет креативно работать, и им помочь

2. Экспериментальные данные

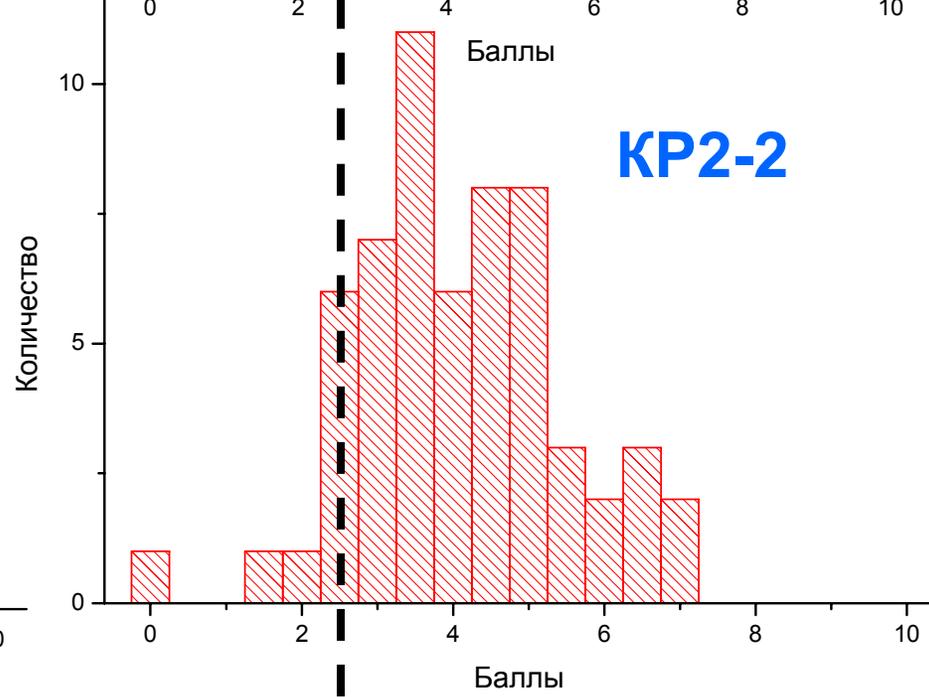
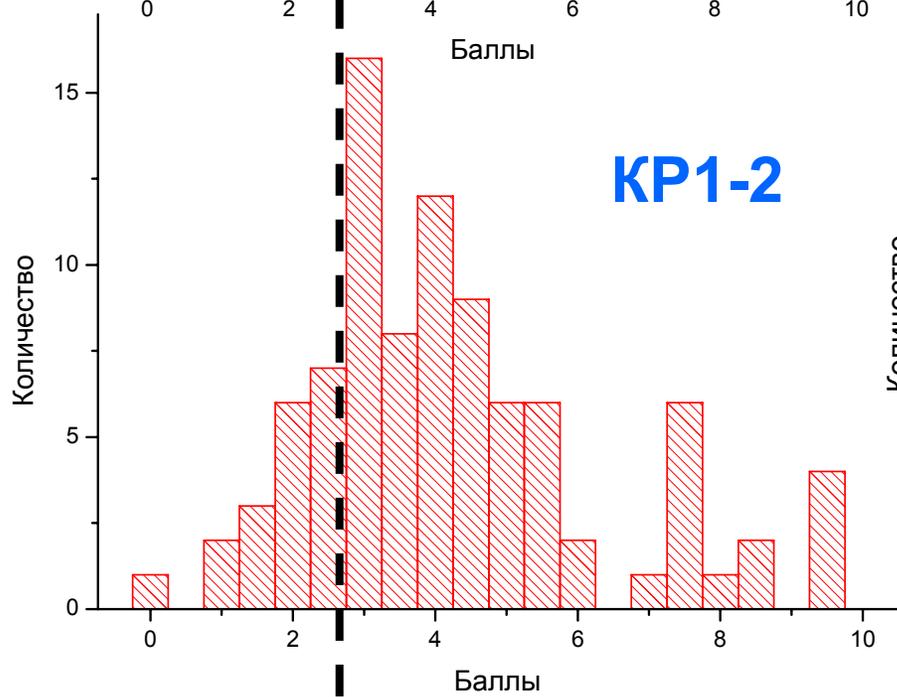
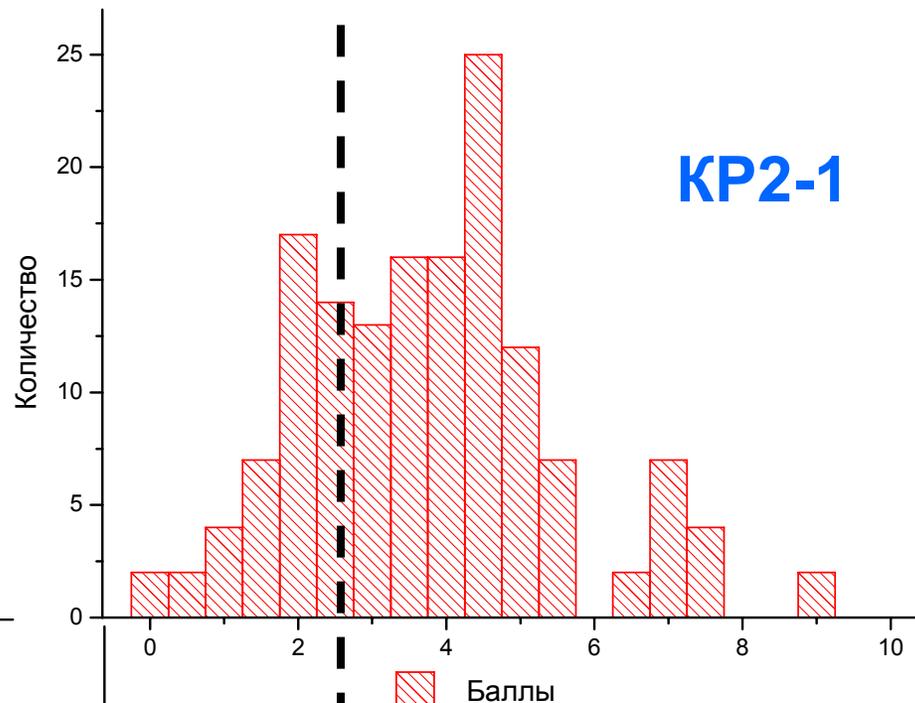
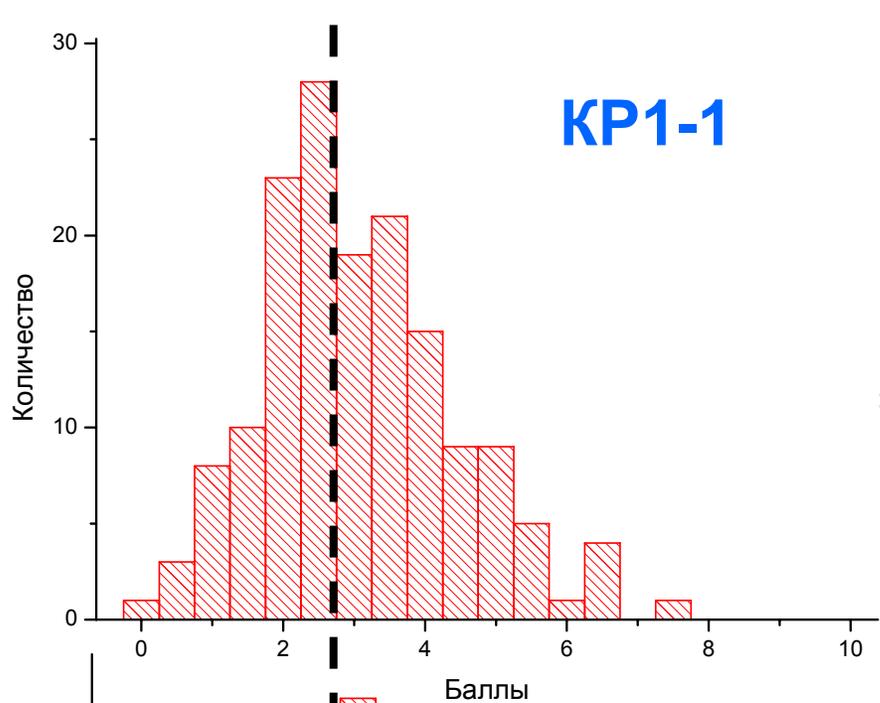
KP1 – повторение пройденного в средней школе и в курсе аналитической химии

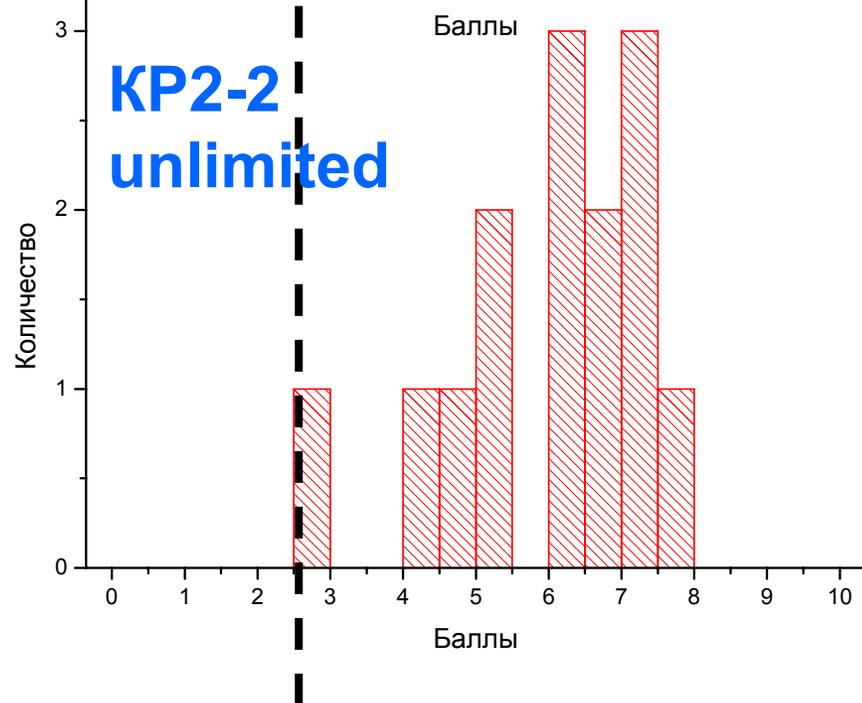
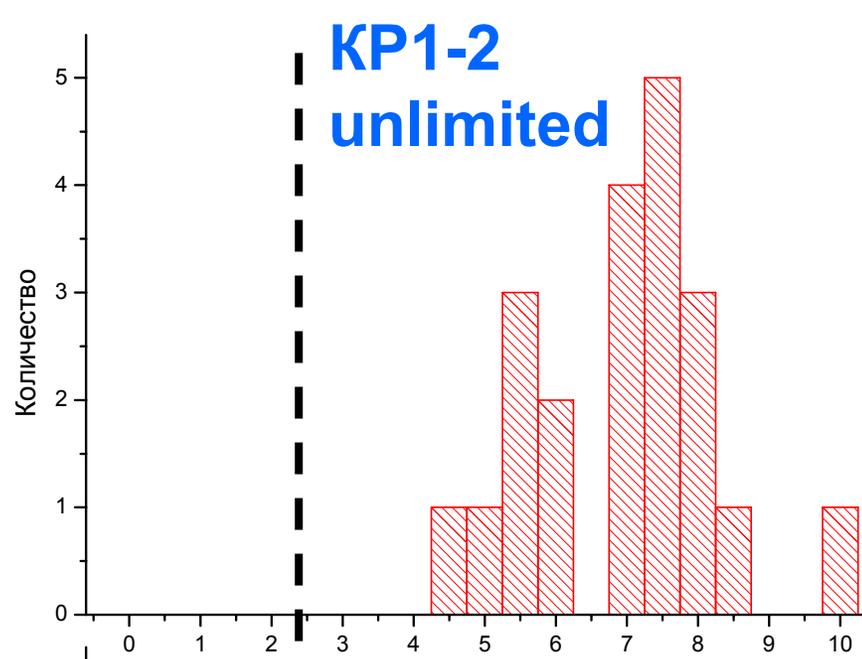
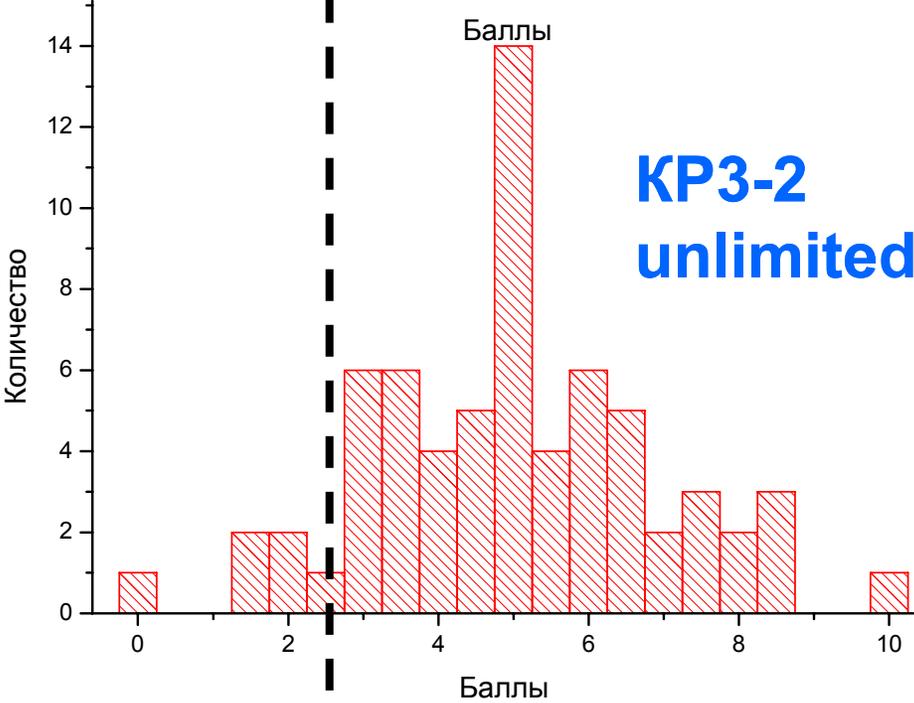
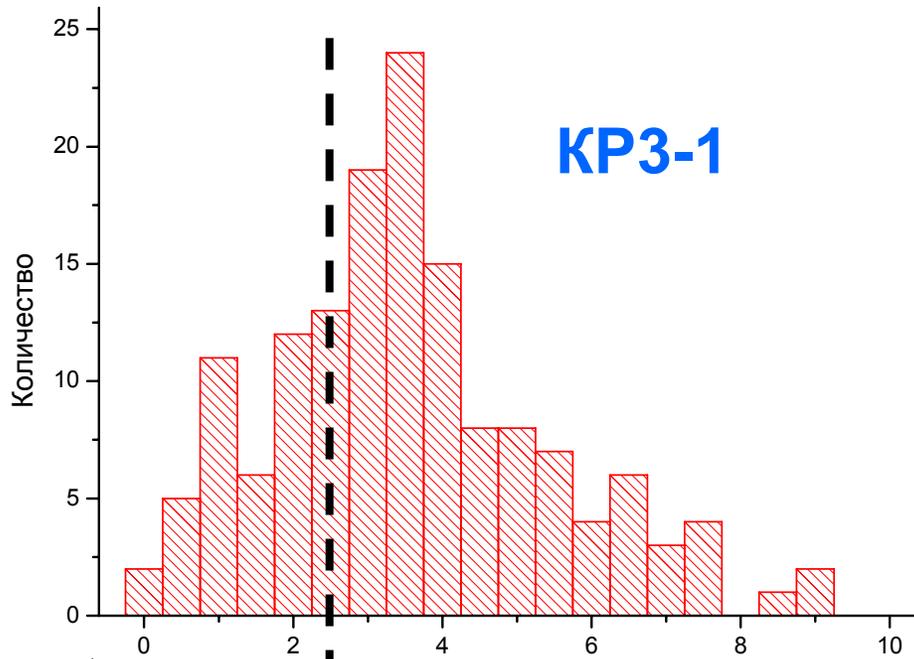
KP2 – повторение пройденного в средней школе, в курсе неорганической химии и в практикуме по физической химии + робкая попытка понять как воспринят «двойной слой»

KP3 – электрохимическая кинетика на уровне ликбеза, с многочисленными подсказками и упрощениями

Уровень:

- Подстановка в единственную формулу
- Сочетание двух формул из одного раздела
- Сочетание двух формул из разных разделов курса





II курс, осенний семестр

I коллоквиум. Равновесие в гомогенных системах. Кислотно-основное равновесие. Кислотно-основное титрование.

Константы равновесия реакций и процессов. **Ионное состояние вещества в идеальных и реальных системах.** Структура растворителей и раствора. **Сольватация, ионизация, диссоциация.** Поведение электролитов и неэлектролитов в растворах. **Теория Дебая-Хюккеля.** Термодинамическая константа равновесия. **Активность и коэффициент активности.** **Концентрационные константы.** Общая и равновесная концентрации. **Условные константы.**

VI курс, осенний семестр

4. Теория растворов электролитов. Электропроводность. Диффузия
Основные положения теории Аррениуса. Закон разведения Оствальда.
Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов. Энергии кристаллической решетки и сольватации ионов. Уравнения Борна и Борна – Бьеррума. Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов. Теория Дебая - Хюккеля: понятие ионной атмосферы, вывод формулы для потенциала ионной атмосферы в растворе 1,1-валентного электролита, ограничения теории Дебая - Хюккеля. **Первое и второе приближения теории Дебая - Хюккеля для расчета коэффициентов активности.** Связь среднего коэффициента активности с коэффициентами активности отдельных ионов. Современные представления о теории растворов сильных электролитов.

1. Произведение растворимости AgCl составляет $ПР = 1.8 \cdot 10^{-10}$. Определить его растворимость S в воде и в 0.05 М растворе KF при температуре 25°C. Считать ионные радиусы K^+ и F^- равными $r_+ = 1.38$ и $r_- = 1.33$ Å соответственно. Принять диэлектрическую постоянную равной $\epsilon = 78.4$.

$$ПР = [Ag^+] [Cl^-] f_{\pm}^2 \text{ или } ПР = [Ag^+] [Cl^-] f_+ f_-$$

1. В воде $f_{\pm} \rightarrow 1$ $S(AgCl) = ПР^{0,5}$

Основная ошибка: забыли посчитать

2. В растворе соли нужен расчет коэффициентов активности (по Дебаю-Хюккелю):

$$\lg f_{\pm}^{(N)} = -|z_+ z_-| h \sqrt{J}$$

первое приближение $c \leq 0.01$ моль/л

$$\lg f_{\pm}^{(N)} = -\frac{|z_+ z_-| h \sqrt{J}}{1 + \sqrt{J}}$$

или

второе приближение $c \leq 0.1$ моль/л

$$\lg f_{\pm}^{(N)} = -\frac{|z_+ z_-| h \sqrt{J}}{1 + \kappa a} = -\frac{|z_+ z_-| h \sqrt{J}}{1 + aB\sqrt{J}}$$

Основные ошибки:

- использование неприменимого приближения
- использование приближенной формулы без обоснования

$$\lg f_{\pm}^{(N)} = -\frac{|z_+ z_-| h \sqrt{J}}{1 + \kappa a} = -\frac{|z_+ z_-| h \sqrt{J}}{1 + aB\sqrt{J}},$$

- $z_+, z_- = 1$ для AgCl ,
- $z_+, z_- = 2$ для $\text{BaSO}_4, \text{PbSO}_4$
- $a = r_+ + r_-$, но не $\frac{1}{2}(r_+ + r_-)$
- При расчете индивидуальных коэффициентов активности:

$$a = r_+ + r_-$$

3. Расчет растворимости: $\text{ПР} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] f_{\pm}^2$ или $\text{ПР} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] f_+ f_-$

Основная ошибка: не учтен квадрат в показателе степени у коэффициента активности:

$$\text{ПР} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] f_{\pm}$$

Вариант 1: не учтён эффект общего иона

Произведение растворимости AgCl составляет $\text{ПР} = 1.8 \cdot 10^{-10}$.
 Определить его растворимость (S) в воде и в 0.05 М растворе KCl при температуре 25°C. Считать ионные радиусы K^+ и Cl^- равными $r_+ = 1.38$ и $r_- = 1.81$ Å соответственно. Принять диэлектрическую постоянную равной $\epsilon = 78.4$.

$$\text{ПР} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] f_{\pm}^2 = S(S+0.05)^* f_{\pm}^2$$

Задача 4

p-p 1: HA + ANa + NaCl; p-p 2: HA + ANa + NaCl + HCl

Правильное решение (p-p 1)

$$K_a = 10^{-pK(AH)} \quad \lg f_{\pm} \approx -\frac{|z_+z_-| h\sqrt{J}}{1+\sqrt{J}}$$

$$1. K_a = \frac{a(A^-) \cdot a(H^+)}{a(AH)} = \frac{f_{A^-} f_{H^+} [A^-][H^+]}{[AH]}$$

$$2. c(AH) + c(ANa) = [A^-] + [AH]$$

$$3. [Na^+] + [H^+] = [A^-] + [Cl^-]$$

$$K_a = \frac{f_{\pm}^2 [H^+] ([H^+] + [Na^+] - [Cl^-])}{c(AH) + c(ANa) - ([Na^+] + [H^+] - [Cl^-])}$$

→ pH₁

Типичные ошибки

$$K_c = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{[H^+]^2}{c_{HA}} \rightarrow pH$$

$$K_c = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}, \quad pK = pH + \frac{c_{A^-}}{c_{HA}} \rightarrow pH_1$$

Иногда: $pK = pH + \frac{c_{A^-}}{c_{HA}} \rightarrow pH_1 \rightarrow [H^+]$
 $pH = -\lg[H^+] * f_{\pm}$

$$K = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \rightarrow \alpha \rightarrow pH_1$$

(0 - 1 балл)

$$K = \frac{[H^+]([H^+] + [Na^+] - [Cl^-])}{c(AH) + c(ANa) - ([Na^+] + [H^+] - [Cl^-])}$$

→ pH₁

(2 балла)

нет учета коэффициентов активности!

$$1,558 = \frac{10 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 1,85 \cdot 10^{-3} \sqrt{c}}$$

$$\sqrt{c} = 17,39$$

$$c = 300,68 \text{ M}$$

Без комментариев

Положаю, что в этой задаче есть лишние данные: радиусы ионов и диэлектрическая постоянная.

$$\begin{aligned} \text{Для насыщ р-ра: } [Ag^+] = [Cl^-] = \sqrt{IP(AgCl)} & \Rightarrow C_{нас}(AgCl) = \sqrt{IP(AgCl)} = \\ [Ag^+] = [Cl^-] = C_{нас}(AgCl) & = 1,34 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

В р-ре KCl ионы Cl^- уже присутствуют $\Rightarrow C_{н}(AgCl)_{кел} \ll C_{нас}(AgCl) = 1,34 \cdot 10^{-5} \ll C(KCl)$
 Введем $AgCl$ в KCl в режиме $AgCl$ мал: $[Cl^-] \approx C(KCl)$

$$C_{н}(AgCl)_{кел} = [Ag^+] = \frac{IP(AgCl)}{[Cl^-]} = \frac{IP(AgCl)}{C(KCl)} = \frac{1,8 \cdot 10^{-10}}{0,05} = 3,6 \cdot 10^{-9}$$

С.И. прррр (N)

II курс, осенний семестр

II коллоквиум. Равновесия реакций комплексообразования и окисления-восстановления. Комплексонометрическое и окислительно-восстановительное титрование.

Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Стандартный и формальный потенциалы. Влияние электростатических и химических взаимодействий на потенциал: ионной силы, pH, образования комплексных и малорастворимых соединений. Константы равновесия и направление окислительно-восстановительного процесса. **Факторы, влияющие на направление окислительно-восстановительных реакций. Понятие о смешанном потенциале. Механизмы окислительно-восстановительных реакций.** Основные окислители и восстановители, применяемые в анализе.

VI курс, осенний семестр

5. ЭДС и термодинамика электрохимических цепей

Разности потенциалов в электрохимических системах: понятия внешнего, внутреннего и поверхностных потенциалов; разности потенциалов Вольта и Гальвани; потенциал нулевого заряда и методы его определения.

Электрохимический потенциал. **Условия равновесия на границе электрода с раствором и в электрохимической цепи. Уравнение Нернста.**

Относительные и стандартные электродные потенциалы. Расчет ЭДС с помощью таблиц стандартных потенциалов.

Классификация электродов и электрохимических цепей: электроды 1-го, 2-го и 3-го рода; окислительно-восстановительные и ион-селективные электроды; физические, химические и концентрационные цепи.

«Психологические барьеры» при решении совсем простых задач

Стандартные потенциалы редокс-систем Cu/Cu^+ и Cu/Cu^{2+} составляют при температуре 298 К 0.520 и 0.337 В (с.в.э.) соответственно.

Определите стандартный потенциал редокс-системы $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$.

Первый барьер: что справа, а что слева? Влияет ли это на знак?


$$E_{\text{Cu}/\text{Cu}^+} = 0.520 \text{ В} \longrightarrow E_{\text{Cu}^+/\text{Cu}} = -0.520 \text{ В}$$

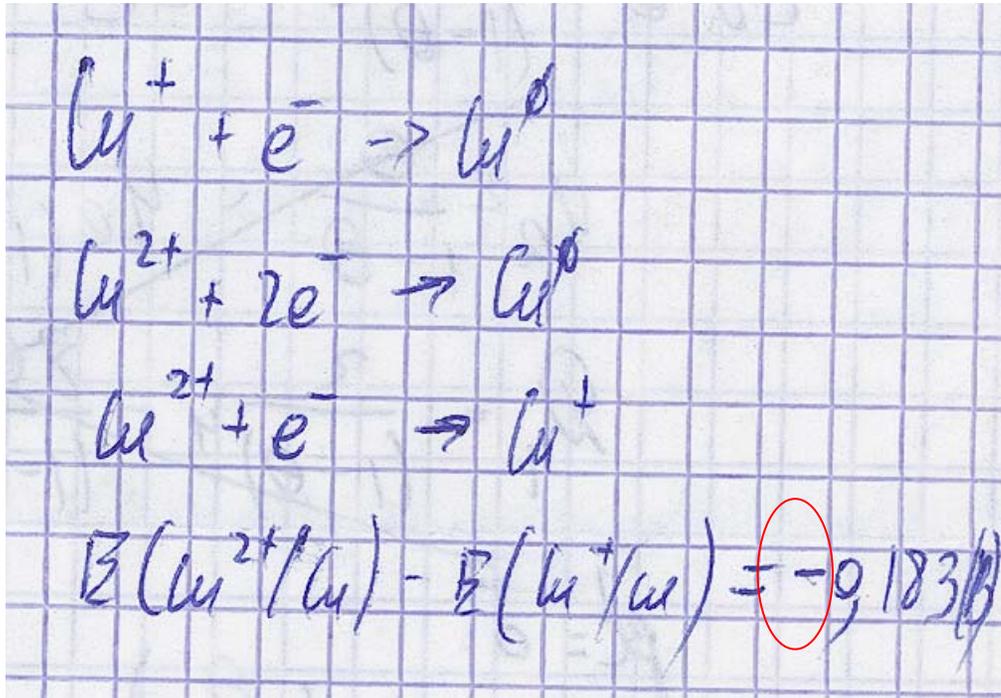
Сведения о том, что от знака свободной энергии реакции зависит «направление реакции», обычно хорошо усваиваются.

Сведения о том, что в равновесии скорости прямой и обратной реакций равны, не были своевременно получены или забылись.

Величины (ряды) стандартных потенциалов обсуждались не в связи с электродным равновесием, а в связи с протеканием тех или иных процессов (в отсутствие равновесия).

Вводилось мнемоническое правило «окисленная форма слева».

Второй барьер: **сколько участников** в этом равновесии? Два? А электрон(ы)?



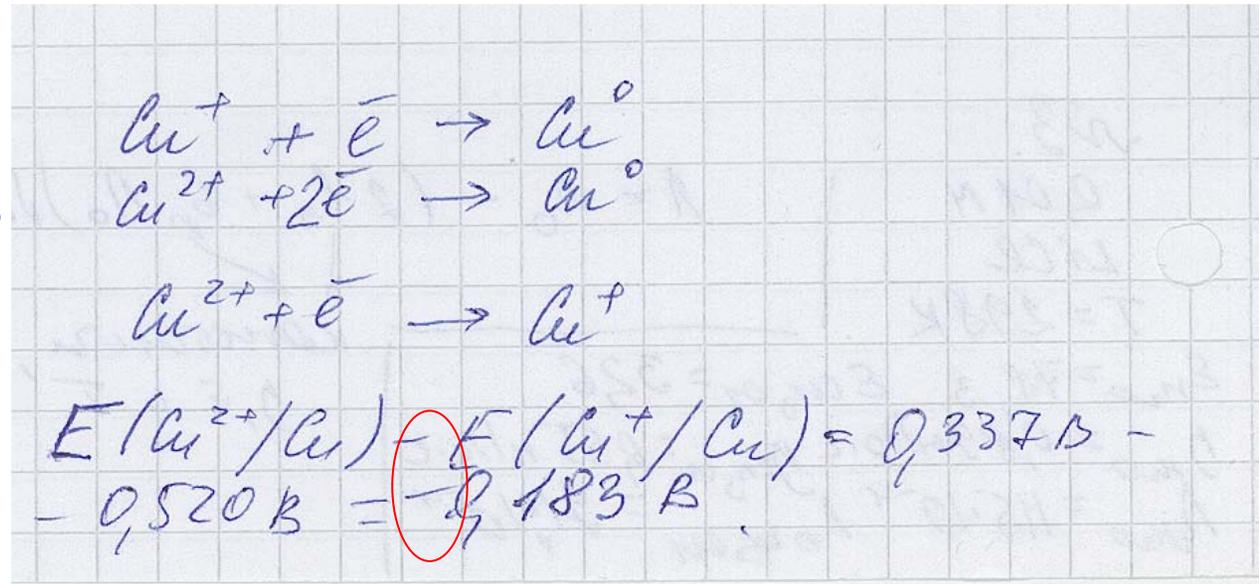
Ни у кого нет сомнений, что во втором равновесии участвуют два электрона.

Но это почему-то никак не отражается в последующем расчете....

Далее два пути:

- правило Лютера взять из учебника (или у соседа по парте);

- ничего не слышав о Лютере, вывести это правило.



Варианты движения по первому пути – диагностика причин непонимания

Все следы заметены, не угадаешь....

$$E_{\text{Cu}^+/ \text{Cu}} = 0,520 \text{ В } T = 295 \text{ К}$$
$$E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}} = 0,337 \text{ В } E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}^+} - ?$$
$$E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}^+} = 2 E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}} - E_{\text{Cu}^+/ \text{Cu}} = 0,154 \text{ В}$$

$$2/E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}^+} = E_{\text{Cu}^+/ \text{Cu}} + E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}}$$
$$E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}^+} = \frac{E_{\text{Cu}^+/ \text{Cu}} + E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}}}{2} = 0,4285 \text{ В}$$
$$E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}^+} = 2 E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}} - E_{\text{Cu}^+/ \text{Cu}} = 2 \cdot 0,337 - 0,521 = 0,153 \text{ В}$$

$$\text{Cu}^{2+} + e^- \rightarrow \text{Cu}^+ \quad (3)$$
$$(3) = (2) - (1)$$
$$E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}^+} = 2 E_{\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}} - E_{\text{Cu}^+/ \text{Cu}} = 2 \cdot 0,337 - 0,52 = 0,154 \text{ В}$$

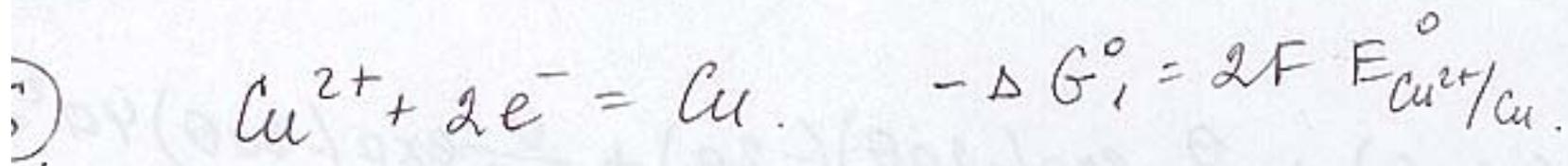
Понято, что *2 надо, но что именно умножать?

В финале решения есть *2, а на промежуточном этапе все неизменно.

Нужны контрольные ситуации, например $\text{Ti} - \text{Ti}^+ - \text{Ti}^{3+}$

Можно поразглядывать справочные данные.....

Например, очень помогают «области существования» на диаграммах Пурбэ (в конце III тома Справочника химика под ред. Никольского), но сначала – корректное решение:



В равновесии $\Delta G_1^{\circ} = \Delta G_2^{\circ} + \Delta G_3^{\circ}$.

тогда $2E_{\text{Cu}^+/\text{Cu}}^{\circ} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+}^{\circ} + E_{\text{Cu}^+/\text{Cu}}^{\circ}$

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+}^{\circ} = 2 \cdot 0,337 - 0,521 = 0,153 \text{ В.}$$

В этом случае для проверки на прочность приходится увеличивать число участников в равновесии!

Тяжелые последствия обучения учету зависимости от pH

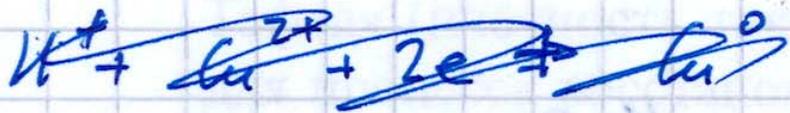
Пересчитаем E с учетом pH:

$$\text{Zn: } E = E^{\circ} + \frac{0,059}{2} \lg [Cu^{2+}]^2 = E^{\circ} + \frac{0,059}{2} pH = -0,764 + 0,133 = -0,631 \text{ В}$$

$$\text{Cu: } E = E^{\circ} + \frac{0,059}{2} \lg [Cu^{2+}]^2 = E^{\circ} + \frac{0,059}{2} pH = 0,345 + 0,133 = 0,478 \text{ В}$$

$$E_{Cu^{2+}/Cu} = E^{\circ} - \frac{0,059}{2} pH = 0,345 - 2 \cdot 0,13275 = ?$$

$$\underline{\underline{0,079 \text{ В}}}$$



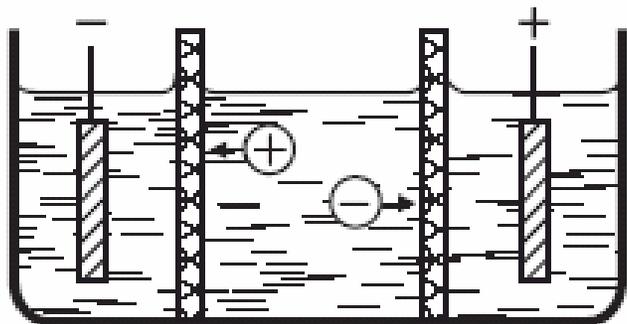
$$E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,764 - \frac{0,059}{2} \cdot 4,5 = \underline{\underline{1,03 \text{ В}}}$$

Анион, катион - анод, катод

Методические рекомендации учителю: В учебнике используется определение электродов, принятое в электрохимии: катодом называют электрод, на котором происходит восстановление, а анодом – электрод, на котором происходит окисление. **ОК** Поэтому в гальваническом элементе катод **положителен**, а в электролизере **имеет отрицательный знак Ой!** . При работе со слабо подготовленными учащимися названия электродов в гальваническом элементе произносить не следует, а катод и анод называть только в электролизе исходя из заряда ионов (катионы – положительно заряжены, движутся к отрицательному электроду – катоду) **О-о-ой!!!**.

Ой! – знак может иметь величина: тока, заряда иона, заряда поверхности, а также **потенциала электрода** (но про это отдельный разговор!)

О-о-ой!!! – определение катионов и анионов не связано ни с какими электродами, это просто история названий



Знак ТОКА определяет направление миграции ионов – это **неравновесная ситуация**.

Прямолинейное (массовое!) рассуждение: **анион не движется к катоду, значит он не может восстанавливаться – не правда!!!**

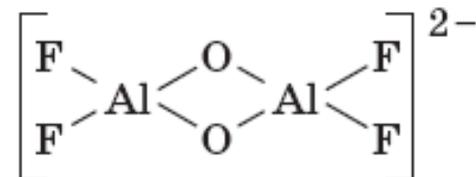
Анион МОЖЕТ восстанавливаться на катоде!!! – металлы во многих промышленных процессах выделяются на катоде именно из анионов!

Цианидные электролиты
золочения: $[\text{Au}(\text{CN})_4]^-$



1. Отрицательный (катодный) ток не обязательно отвечает отрицательному заряду поверхности q (почему – можно обсудить отдельно после лекции).

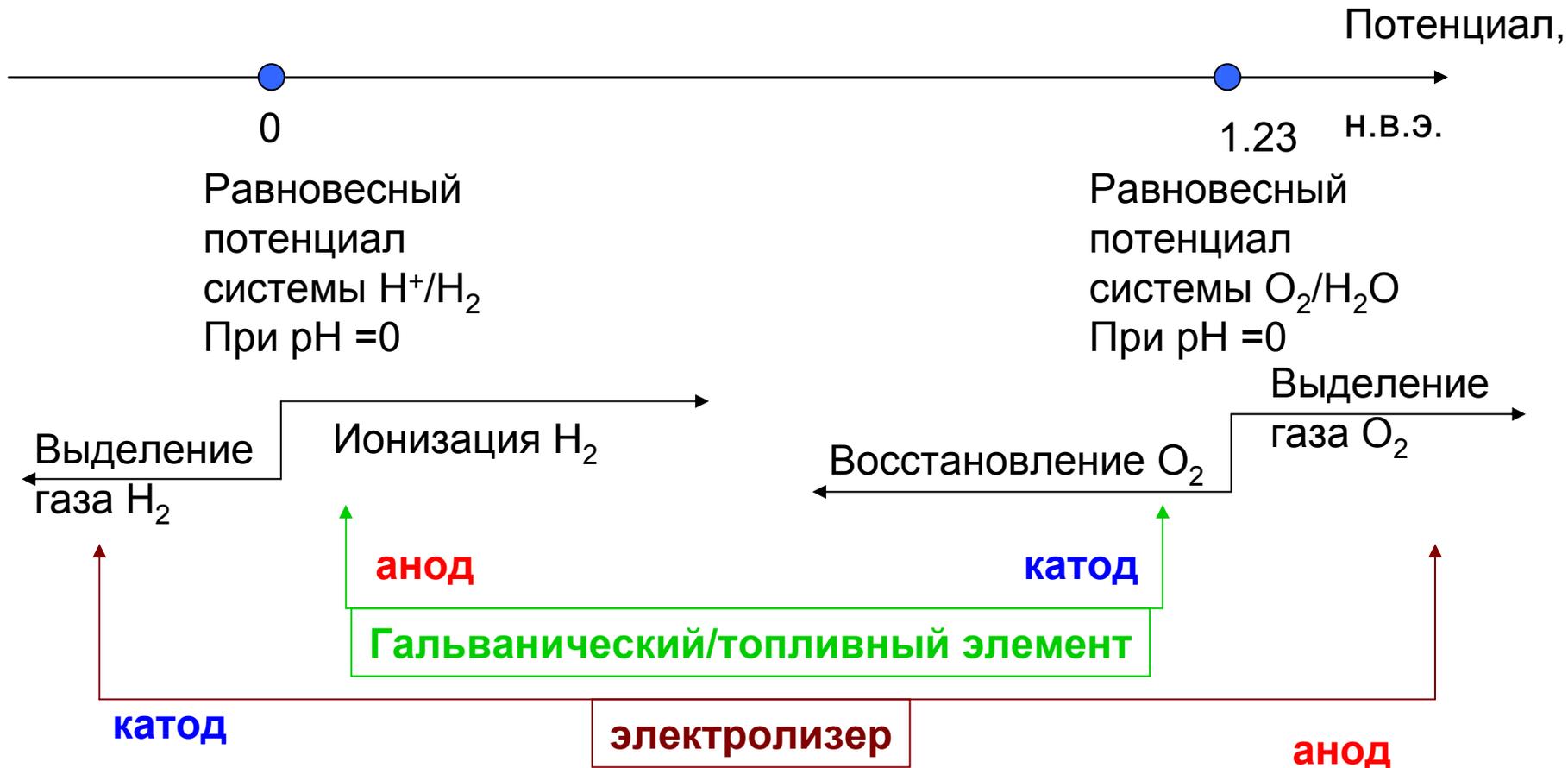
Получение алюминия из расплава $\text{Na}_3\text{AlF}_6 + \text{Al}_2\text{O}_3$:



2. Даже при $q < 0$ около поверхности концентрация ионов с зарядом того же знака не равна нулю! – и этого часто достаточно для высокой скорости реакции.



Поэтому **бессмысленно** определять положительный и отрицательный электроды **по знаку потенциала** – **знак зависит от системы сравнения!!!!**



Знак ТОКА всегда одинаковый: **- на катоде**, **+ на аноде**

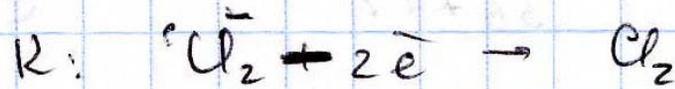
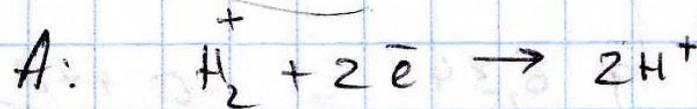
Знак ПОТЕНЦИАЛА какой угодно, в зависимости от системы сравнения, а различие только в том, чей потенциал больше (**анода** в **электролизере**, **катода** в **гальваническом элементе**).

N_4



(-) Pt, H_2 | H^+ || NaCl

N_4



уавнен

тафф

$$\eta = a + b \lg i$$



3. Предложения по существу

(1) 2 лекции по электрохимии в курсе неорганической химии (+1 контрольная) - термодинамика цепей и реакций

(2) 4 лекции по электрохимии в курсе аналитической химии (+ семинар + 2 контрольных) - растворы, электродные равновесия, диффузионная кинетика

тут заканчивается бакалавриат

(3) 4 лекции по электрохимии в курсе физической химии (+2 семинара + 2 контрольных) - кинетика переноса заряда и некоторых

стадийных процессов

(4) 4 лекции по "химии высоких энергий" в курсе физической химии

(5) 4 лекции по электрохимическим устройствам и материалам

Ориентация: (А) на химфизику, (В) на material science/engineering

4. Предложения с учетом реальной обстановки

- 1. Создать рабочую группу по сравнительному анализу курсов для общего потока, выявить пересечения и сформулировать предложения по реструктуризации.**
- 2. Просить всех преподавателей ознакомиться с материалами контрольных работ студентов своих групп и сформулировать свои впечатления о типовых ошибках.**
- 3. Не позднее мая 2011 года принять решение о структуре учебного плана осеннего семестра (график семинаров, план контрольных).**
- 4. Отменить вопрос по электрохимии в экзаменационном билете, согласовать систему учета результатов контрольных в экзаменационной оценке.**

В организации и проведении контрольных работ участвовали

М.И.Борзенко,

С.Ю.Васильев,

А.Н.Гаврилов,

П.А.Загребин,

Е.К.Лаврентьева,

В.К.Лауринавичюте,

Э.Е. Левин,

В.А.Никитина,

Л.А.Пуголовкин

Е.А.Спектор

Использовались материалы, собранные ранее

Б.Б.Дамаскиным и О.А.Петрием

БЛАГОДАРНОСТИ

VI курсу химического факультета МГУ за долготерпение



**Е.П.Агееву, М.В.Коробову, А.Я.Борщевскому, И.А.Успенской
за большую моральную поддержку**

Новизна полученных результатов (на примере вязкости воды и радиуса иона Zn^{2+})

$$\eta = \frac{\rho \cdot (3,90 \cdot 10^{-8})^6 \cdot \pi \cdot 3,56}{D^2} = \frac{1,2 \cdot 10^6 \frac{kg}{m^3} \cdot (3,90 \cdot 10^{-8})^6 \cdot (8,33 \frac{m}{s})^2 \cdot (2,8 \cdot 10^{-5})^6}{(1,6 \cdot 10^{-9} \frac{m^2}{s})^2} = 4,6 \cdot 10^{-46} \text{ Па}\cdot\text{с}$$

$$r = \left(\frac{3 \cdot 1,8 \cdot 10^{-6} \cdot 4,5}{4 \cdot 3,14 \cdot 1,5 \cdot 10^6} \right)^{1/3} = 1,08 \cdot 10^{-9} \text{ м}$$

Сравнение с мировым уровнем



JORGE CHAM © 2010

The Interconversion of Electrical and Chemical Energy

The Electrolysis of Water and the Hydrogen–Oxygen Fuel Cell

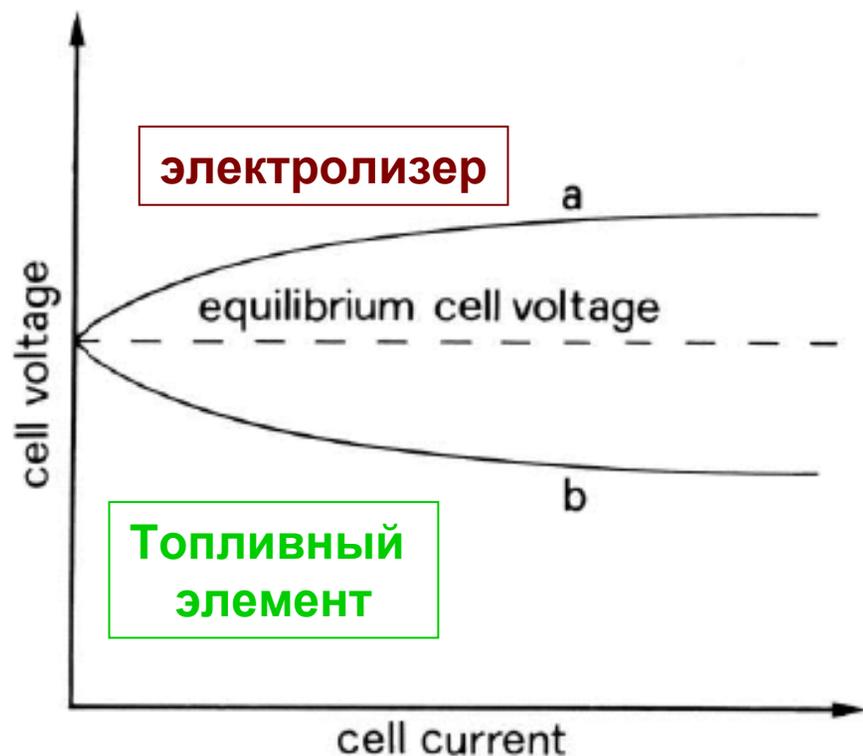
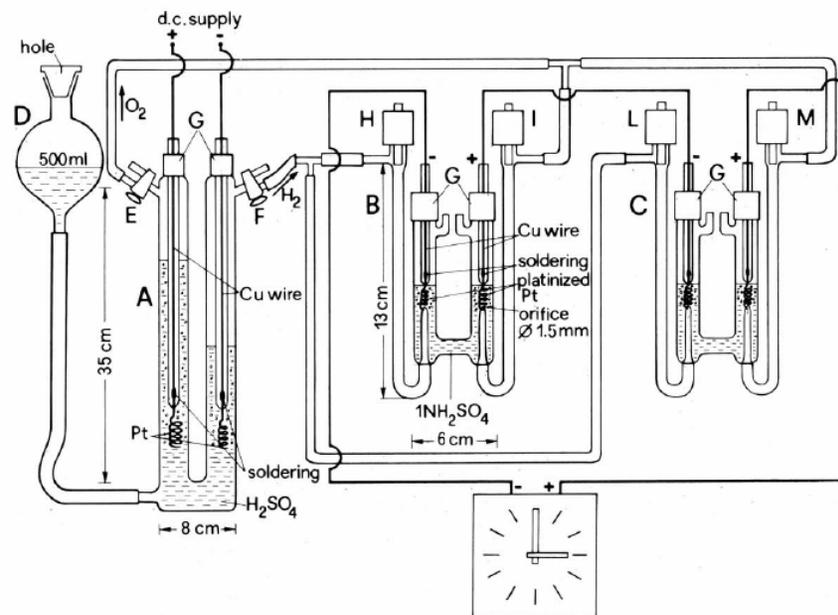
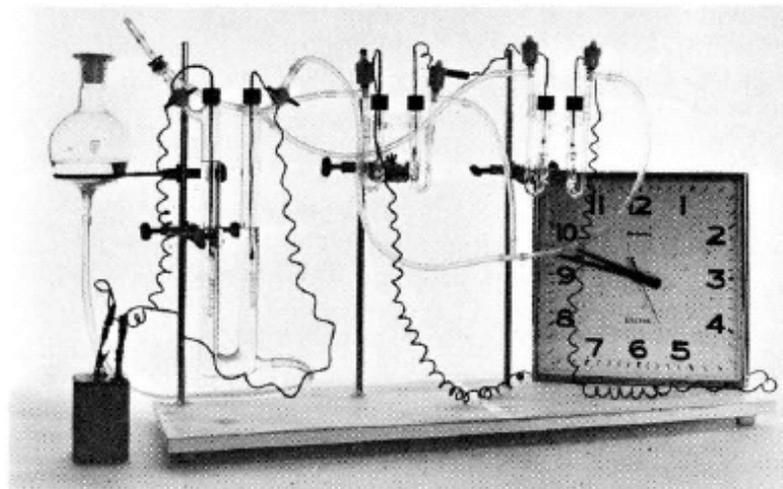


Figure 1. Schematic voltage-current dependence in a driven cell (a) and in a self-driven cell (b).



overhead projector demonstrations

J. Chemical Education

Volume 64 Number 2 February 1987

Patriotic Electrolysis of Water

1 M KNO_3



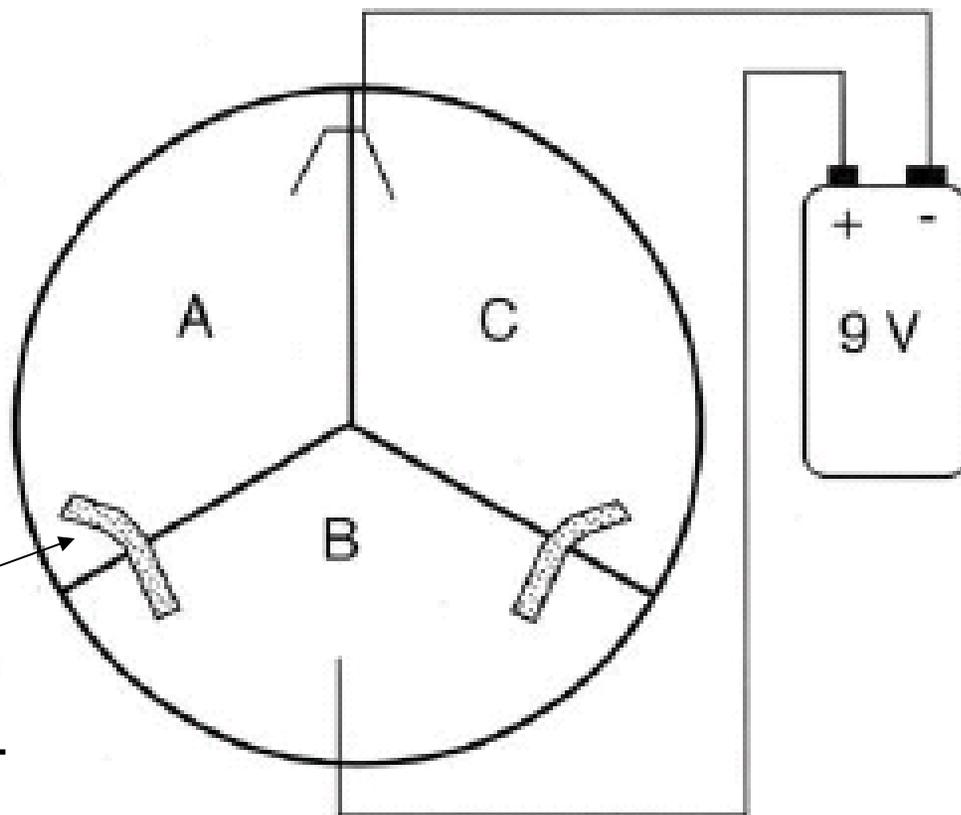
pH снижается



pH растет

“солевые мостики»
из НИТОК

В разные отделения добавляю
цветные индикаторы pH



Вопрос с мехмата – это по физике или по химии?

Электролиз.Закон Фарадея.Решение задачи



Список форумов Научный форум → Физика

[Предыдущая тема](#) :: [Следующая](#)

Автор

Сообщение

Рита

Добавлено: Вс Фев 05, 2006 22:51:23 Заголовок сообщения:
Электролиз.Закон Фарадея.Решение задачи

Зарегистрирован:

05.02.2006

Сообщения: 4

Определите электрохимический эквивалент свинца ,если за 5 часов электролиза при силе тока в 5А на катоде выделилось 96.66г серебра ($K=1.118 \cdot 10^{-6}$ в - 6 степени кг



[Вернуться к началу](#)



[Проблема](#)



[AC](#)

Dan_Te

Супермодератор

Добавлено: Вс Фев 05, 2006 23:47:14 Заголовок сообщения:

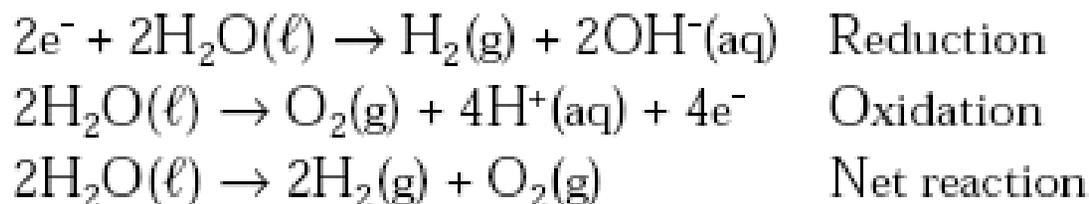
Это по физике вообще задача или по химии?

Зарегистрирован:

12.06.2005

**Вариант проведения экспериментальной задачи по электролизу –
- определение заряда электрона**

Determination of the Fundamental Electronic Charge via the Electrolysis of Water



Data and Results

The following data were obtained in our classroom.

	Trial 1	Trial 2	Trial 3	Trial 4
Current/mA	25	25	25	25
Time/s	1200	1200	1800	1800
Volume/mL	3.9	3.8	5.7	5.6
Temperature/°C	21.5	22.0	20.5	22.0
Hydrogen pressure/kPa (calculated from eq 5)	100.5	101.4	100.8	100.5
Electronic charge/ $10^{-19}C$ (calculated from eq 4)	1.6	1.6	1.6	1.6

$$P_H + P_{\text{water}} = \rho gh + P_{\text{atm}}$$

$$e^- = (itRT)/(2NPV)$$