

Практическая работа 5

Электрохимические процессы

Коротков Антон, Хохлов Андрей Б06-302

18 марта 2024 г.

1. Сравнение химической активности металлов

В четыре пробирки налили по 1 мл 2М соляной кислоты и поместили в них металлические цинк, железо, медь и магний. Сравнили интенсивность выделения газа, результаты эксперимента занесли в табл 1 (в пробирку с железом добавили каплю красной кровяной соли для визуализации реакции) красной кровяной соли для визуализации реакции)

Металл	Mg		Zn	
	Наблюдения	Реакция	Наблюдения	Реакция
HCl	Выделилось много газа	$H_2 \uparrow$	Выделилось меньше газа	$H_2 \uparrow$

Металл	Fe		Cu	
	Наблюдения	Реакция	Наблюдения	Реакция
HCl	Нет признаков реакции	Пассивирует	×	×



Экспериментальные данные сошлись с рядом электрохимического напряжения металлов.

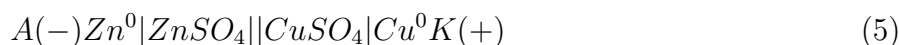


Рис. 1: Электрохимический ряд напряжений металлов

2. Гальванический элемент

Механически очистили поверхность оцинкованного гвоздя и медной проволоки фильтровальной бумагой. В один химический стакан на 50 мл налили 1/2 объема 0,1М раствора сульфата цинка, а в другой – 0,1 М раствор сульфата меди. Соединили стаканы солевым мостиком (полоска фильтровальной бумаги), пропитанным раствором KCl (нас.), а электроды подсоединили к клеммам милливольтметра.выделение **газа**.

Составим схему гальванического элемента



Процессы на катоде: $Cu^{2+} + 2e^- = Cu^0$

Процессы на аноде: $Zn^0 - 2e^- = Zn^{2+}$

$$\mathcal{E}_{ДС_{эксп}} = \mathcal{E}_{эксп} = 1.028V$$
 (6)

$$\mathcal{E}_{теор} = \mathcal{E}_B - \mathcal{E}_A = 0.34 + 0.76 = 1.1V$$
 (7)

Элемент будет работать до тех пор, пока ЭДС не уйдёт в ноль(пока разность электродных потенциалов не станет равна нулю)

3. Определение электродного потенциала Cu^{2+}/Cu

В химический стакан на 50 мл с небольшим количеством 1М раствора соли меди (II) погрузили медный электрод и, предварительно закрепленный в штативе, хлорсеребряный электрод. Измерили разность потенциалов между ними с помощью милливольтметра. Повторили опыт с растворами соли меди меньших концентраций: 0,1 М и 0,01 М. Записали показания в табл. 5.2 и построили зависимость потенциала медного электрода от концентрации электролита в полулогарифмических координатах, соответствующих уравнению Нернста. Рассчитали стандартный потенциал медного электрода относительно стандартного хлорсеребряного электрода и пересчитали полученное значение относительно стандартного водородного электрода.

Концентрация раствора, М	$\log C$	U, мВ	F, В
0.01	-2	0.103	0.323
0.1	-1	0.065	0.285
1	0	0.052	0.272

$$F_1 = U_1 + 0.22 = 0.323$$
 (8)

$$F_2 = U_2 + 0.22 = 0.285$$
 (9)

$$F_3 = U_3 + 0.22 = 0.272$$
 (10)

Табличные значения: $E_0(Ag/Cl) = 0.22V$, $E_0(Cu/Cu^{2+}) = 0.34V$

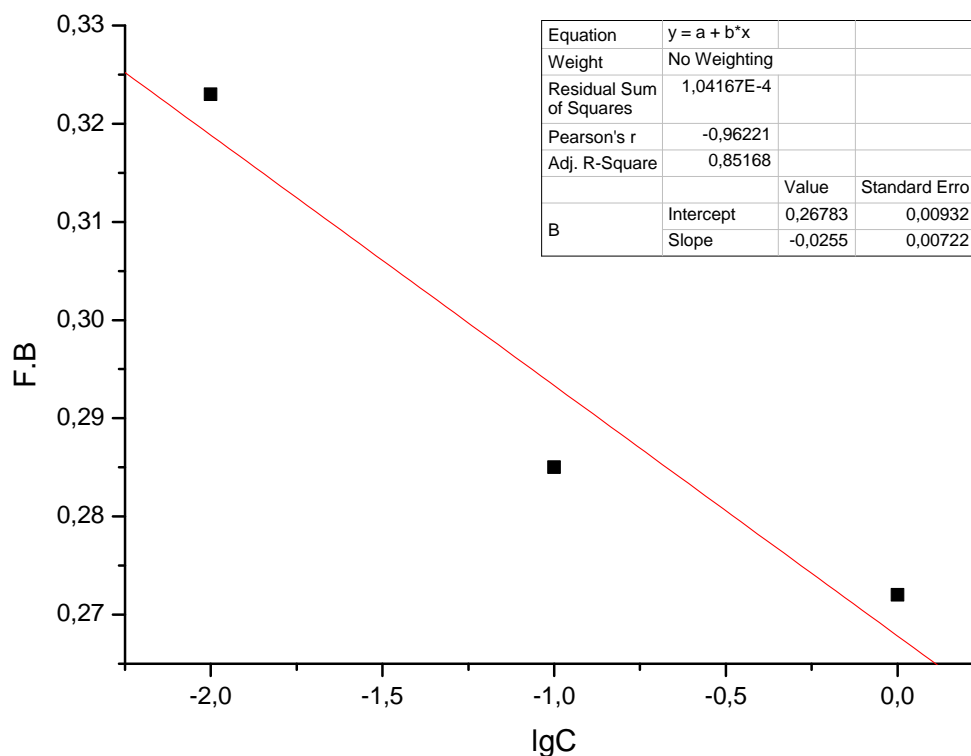
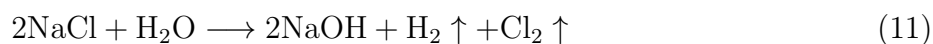


Рис. 2: Зависимость потенциала от логарифма

4. Определение полярности источника питания с помощью электролизараствора поваренной соли

В чашку Петри поместили фильтровальную бумажку, смоченную 0,1М раствором хлорида натрия и раствором фенолфталеина. Взяли источник постоянного тока (батарея типа «Крона», 9 В) и коснулись оголенными контактами влажной части фильтровальной бумажки. На катоде (-) можно заметить проявление окраски фенолфталеина.



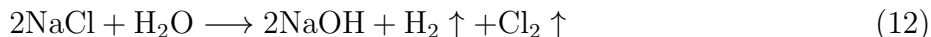
Процессы на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + \text{OH}^-$

Процессы на аноде: $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$

Также можно использовать KI на йод-крахмальной бумаге для определения полярности, в процессе электролиза будет выделяться I_2 , и йод-крахмальная бумажка будет давать окраску.

5. Электролиз растворов солей электролитов

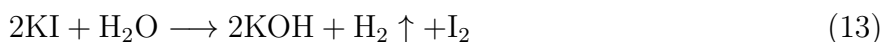
Заполнили стакан раствором 1М хлорида натрия и погрузили в него два инертных графитовых электрода. В раствор добавили 3 капли фенолфталеина. Включили источник питания и установили ток электролиза 80–100 мА. В процессе электролиза на катоде будет выделяться **водород**, а на аноде **хлор**.



Процессы на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + \text{OH}^-$

Процессы на аноде: $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$

Если вместо поваренной соли использовать йодид калия, то на катоде будет выделяться **водород**, а йод будет оставаться в растворе (ярко выраженный бурый цвет).



Процессы на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + \text{OH}^-$

Процессы на аноде: $2\text{I}^- - 2\text{e}^- = \text{I}_2$

Йод будет реагировать с крахмалом и йод-крахмальная бумажка будет менять цвет.

6. Получение водорода и кислорода электролизом. Закон Фарадея

Собрали установку, изображенную на В. В стакан на 100 мл (1) налили 60–80 мл 1М NaOH. Поместили в стакан перевернутую пипетку (3) на 10–25 мл и погрузили стальные электроды (2) таким образом, чтобы один из электродов оказался внутри пипетки. На верхний конец пипетки надели силиконовую трубку (4) с металлическим зажимом (5). С помощью спринцовки и зажима затянули раствор щелочи в пипетку до одного из верхних делений (не до конца!). Убедились, что оба электрода (оголенные части) полностью погружены в раствор, а силиконовая трубка (клапан) закрыта герметично (уровень жидкости не опускается). Подготовили источник постоянного тока на 5 В, амперметр, секундомер и журнал для записи. Подключили электроды к источнику тока через амперметр (последовательно), выбрав полярность по указанию преподавателя. Отрегулировали напряжение таким образом, чтобы протекающий ток составлял 80–120 мА. Делали электролиз в течение 10 мин, фиксируя значения тока в цепи каждые 30 с. После прекращения электролиза зафиксировали новый уровень жидкости в пипетке. По разнице начального и конечного уровней определили объем выделившегося газа. (5 мл).



Процессы на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + \text{OH}^-$

Процессы на аноде: $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

t(c)	I(mA)	m(mg)
60	-98,1	-0,48796
120	-98,6	-0,98089
150	-99	-1,23109
180	-99,1	-1,4788
210	-99,33	-1,72927
240	-99,4	-1,9777
270	-99,7	-2,23163
300	-99,9	-2,48456
330	-100,2	-2,74122
360	-100,4	-2,99639
390	-100,5	-3,24933
420	-100,6	-3,50276
450	-100,8	-3,76041
480	-101	-4,01907
510	-101,1	-4,27449
540	-101,2	-4,5304
570	-101,3	-4,78682
600	-101,5	-5,0487

При эмпирическом расчёте, масса выходит около **7мг**, погрешность измерения примерно **30 процентов**

7. Выводы

Жёстко заботали электрохимию.

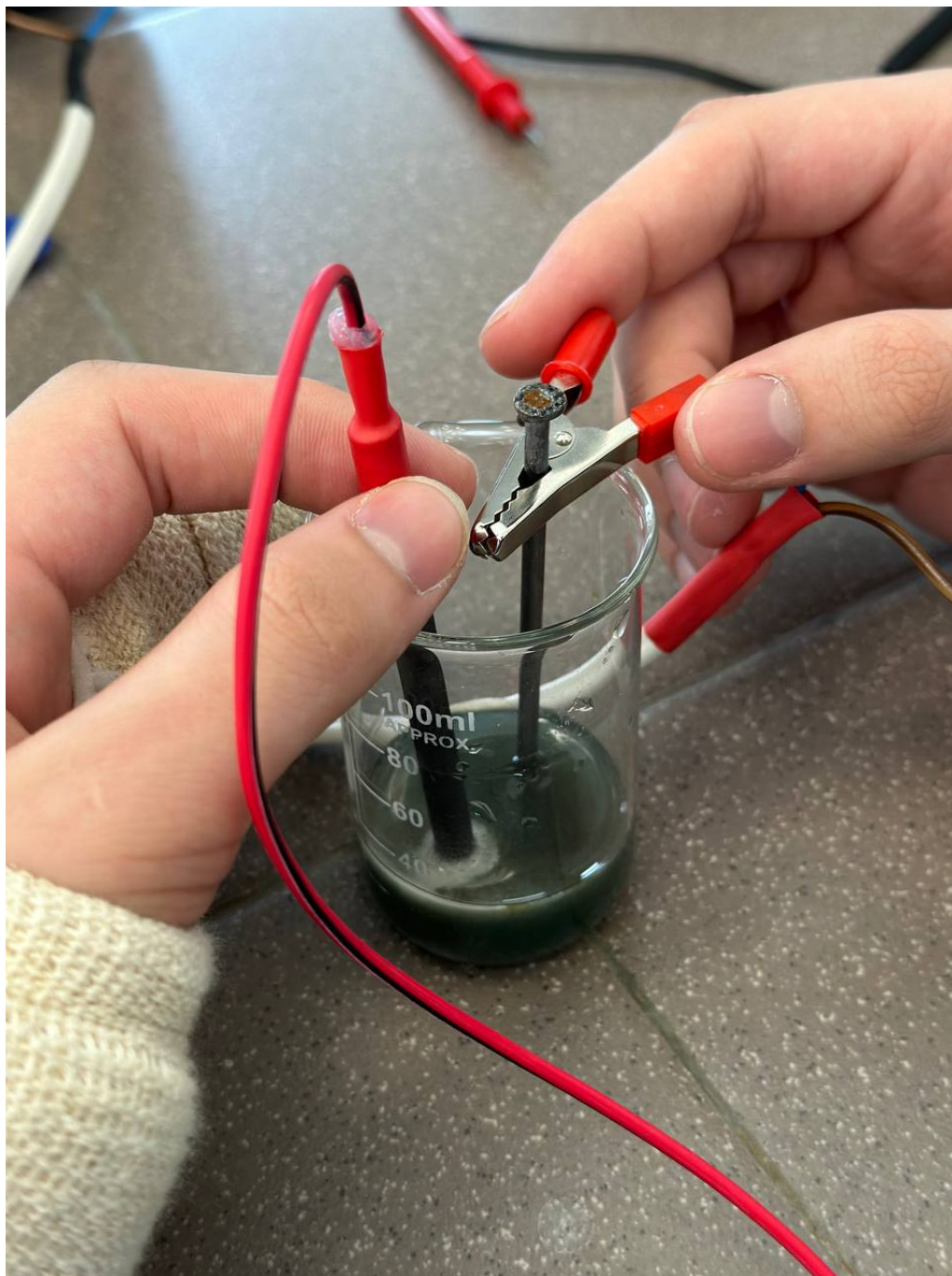


Рис. 3: Установка для электролиза