

Муниципальный этап Всероссийской олимпиады
школьников по химии в 2023/2024 учебном году

Экспериментальный тур (решение)

11 КЛАСС

Основные теоретические положения

Соль Мора (двойная сернокислая соль аммония и железа, или сульфат аммония-железа(II), $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) – соединение неорганического происхождения, искусственный аналог минерала морит.

Уникальная формула химико-физического состава вещества обусловила его применение в:

– химических и научно-исследовательских лабораториях как удобная форма железа для определения перманганата калия, а также некоторых веществ в больших количествах, например, хрома, ванадия в растворах эфира и этилового спирта;

– медицине и фармакологии для восполнения дефицита железа в организме, а также при определении уробилина;

– пищевой промышленности в виде пищевой добавки соли для восполнения железа в организме;

– деревообрабатывающей промышленности как концентрированный раствор для предотвращения древесины от гниения.

Соль названа в честь немецкого химика Карла Фридриха Мора (1809-1879).

Задание.

Пользуясь предложенной методикой, реактивами и оборудованием, определите

- точную концентрацию перманганата калия;
- определить массовую долю железа (II) в соли Мора и сравнить с теоретической (найти относительную погрешность определения).

Напишите уравнения реакций с составлением электронного баланса, все расчёты приведите полностью. Результаты титрования оформите в виде таблицы в первом и во втором опытах.

№ п/п	Концентрация кислоты, моль/л	Объем пробы, мл	Объем щелочи, пошедший на титрование	Средний объем щелочи, мл	Точная концентрация KMnO_4 , моль/л
1					
2					
3					

В уравнении реакции можно использовать вместо полной формулы соли Мора формулу FeSO_4 .

Реактивы: 0,01М раствор KMnO_4 ; 0,025М раствор $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$; 1М раствор H_2SO_4 ; раствор соли Мора.

Оборудование: мерная колба на 250 мл; конические колбы для титрования на 250 мл; бюретки на 25 см³; пипетки для соли Мора, серной кислоты, щавелевой кислоты; плитка; воронки для заполнения бюреток.

30 баллов

Выполнение эксперимента

1. Определение точной концентрации перманганата калия по щавелевой кислоте

Раствор перманганата калия наливают в бюретку (он выполняет роль титранта). Отмеряют пипеткой 25 мл раствора щавелевой кислоты и вносят в колбу для титрования, добавляют 10-14 мл 1М раствора серной кислоты и нагревают до 60°C (не до кипения! Температуру определяют по конденсации паров у горла колбы).

В начале титрования надо приливать раствор перманганата калия к горячему раствору щавелевой кислоты по каплям. Каждую следующую каплю прибавляют после того, как исчезнет окраска от предыдущей. Первоначально обесцвечивание перманганата калия будет происходить медленно, но затем по мере образования сульфата марганца, играющего роль катализатора, оно

ускорится. Титрование прекращают, когда избыточная капля раствора перманганата калия сообщит титруемому раствору бледно-малиновую окраску, которая не исчезает в течение 1 минуты. Во время титрования раствор надо непрерывно перемешивать. (Чтобы легче заметить бледно-малиновую окраску, колбу рекомендуют ставить на лист белой бумаги.) Титрование проводят не менее трех раз, берут средний объем перманганата калия и рассчитывают по уравнению реакции молярную концентрацию раствора перманганата калия.

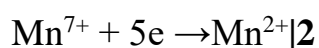
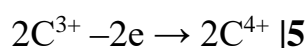
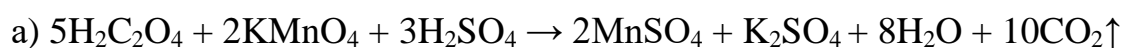
2. Определение содержания железа (II) в соли Мора по перманганату калия

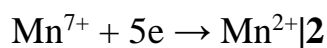
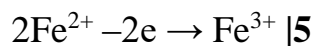
В мерную колбу на 250 мл помещён некоторый объём раствора соли Мора. Доводят объём раствора до метки дистиллированной водой и тщательно перемешивают.

Отмеряют пипеткой 25 мл раствора, переносят в коническую колбу для титрования, добавляют 10-15 мл 1М раствора серной кислоты и титруют смесь раствором перманганата калия. Титрование производят на холоде, так как при нагревании ион Fe^{2+} окисляется кислородом воздуха до иона Fe^{3+} . Добавление перманганата калия прекращают после того, как раствор примет бледно-малиновую окраску, не исчезающую в течение 1-2 минут. Титрование повторяют несколько раз, берут среднее значение объёма титранта и рассчитывают по уравнению реакции массу железа (II) в анализируемом растворе. Зная навеску соли Мора, рассчитывают массовую долю железа (II) в соли.

Решение.

1) Уравнения реакций при титровании:





Расчёт концентрации KMnO_4

$$C(\text{KMnO}_4) = \frac{\frac{2}{5}V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot C(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V_{\text{пробы}}}$$

Расчет массы Fe(II)

$$m(\text{Fe}^{2+}) = \frac{5 V(\text{KMnO}_4) \cdot C(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{колбы}} \cdot M(\text{Fe}^{2+})}{V_{\text{пробы}}}$$

Расчет массовой доли железа в соли Мора (экспериментальной)

$$\omega(\text{Fe}^{2+}) = m(\text{Fe}^{2+})/m_{\text{соли}}$$

Расчёт относительной погрешности

$$\Delta = |\omega(\text{Fe}^{2+})_{\text{теор}} - \omega(\text{Fe}^{2+})_{\text{эксп}}| / \omega(\text{Fe}^{2+})_{\text{теор}}$$

Система оценивания:

– уравнения реакций **(4б.)**

– сходимость результатов ($\Delta V \leq 0,1 \text{мл}$) **(12б.)**

($\Delta V \leq 0,2 \text{мл}$ – 11б.; $\Delta V \leq 0,3 \text{мл}$ – 10б.; $\Delta V \leq 0,4 \text{мл}$ – 9б.; $\Delta V \leq 0,5 \text{мл}$ – 8б.;
 $\Delta V > 0,5 \text{мл}$ – 0б.)

– расчет концентрации KMnO_4 **(4б.)**

– расчет массы Fe^{2+} **(7б.)**

– расчет погрешности **(2б.)**

– обращение с реактивами и посудой, правильный отбор жидкостей,
 аккуратность проведения эксперимента и чистота рабочего места **(1б.)**

30 баллов