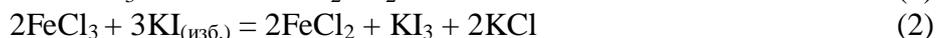


## 11 класс

1. Методика определения концентрации  $I_2$  в ходе реакции.

Внесите в колбу на 100 мл 60 мл раствора хлорида железа и 40 мл раствора иодида калия и закройте колбу пробкой. Подготовьте колбы для титрования, налейте в них по 100 мл воды (примерно) и поместите в охлаждающую смесь. Бюретку промойте раствором тиосульфата натрия, затем заполните её этим раствором. Через 20 минут с помощью пипетки отберите аликвоту исследуемого раствора в колбу для титрования и определите концентрацию иода. В ходе титрования при постоянном перемешивании добавляйте по каплям раствор тиосульфата натрия к реакционной смеси, по достижении светло-желтой окраски добавьте 5 капель крахмала и быстро оттитруйте до исчезновения синей окраски. Повторяйте отбор пробы и титрование каждые 20 минут до достижения равновесия.

2. Уравнения реакций восстановления Fe(III) иодидом без избытка KI (уравнение (1)) и с избытком KI (уравнение (2)):



3. Выражения констант равновесия для этих двух процессов:

$$K_1 = \frac{[Fe^{2+}]^2 \cdot [I_2]}{[Fe^{3+}]^2 \cdot [I^-]^2}$$

$$K_2 = \frac{[Fe^{2+}]^2 \cdot [I_3^-]}{[Fe^{3+}]^2 \cdot [I^-]^3}$$

4. Далее приведены расчётные формулы.<sup>1</sup>

$$1) c(I_2) = \frac{c_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{V_{\text{пипетка}}};$$

$$2) c(Fe^{2+}) = 2c(I_2);$$

$$3) c(I^-) = c_0(I^-) - 2c(I_2);$$

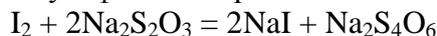
$$4) c(Fe^{3+}) = c_0(Fe^{3+}) - 2c(I_2);$$

$$5) K_{\text{равн}} = \frac{4[I_2]^3}{(c_0(Fe^{3+}) - 2[I_2])^2 \cdot (c_0(I^-) - 2[I_2])^2};$$

$$6) \ln K_{\text{теор}} = \frac{nF\Delta F^\circ}{RT} = 8.34, K_{\text{теор}} = 4200$$

5. Причины расхождения константы, найденной в ходе эксперимента  $K_{\text{равн}}$  и рассчитанной теоретически  $K_{\text{теор}}$ : гидролиз ионов железа (стандартные потенциалы относятся к  $pH = 1$ ); образование комплексов ионов железа с хлорид-ионами.

6. Уравнение реакции иода с тиосульфатом натрия:



7. Доказательством достижения равновесия служит неизменность концентрации иода во времени.

---

<sup>1</sup> Концентрация вещества X в определённый момент времени обозначается как  $c(X)$ , например:  $c_0(X)$  равна концентрации X в начальный момент времени. Концентрация вещества X в состоянии равновесия обозначается как  $[X]$ .

**Рекомендации к оцениванию:**

- |  |          |
|--|----------|
| 1. Уравнения реакций $\text{FeCl}_3$ с $\text{KI}$ – по 1 баллу  | 2 балла  |
| 2. Выражения для констант равновесия – по 1 баллу  | 2 балла  |
| 3. Методика определения константы равновесия, включая: <ul style="list-style-type: none"><li>указание на необходимость охлаждения – 1 балл;</li><li>общая схема титрования – 4 балла;</li><li>указание на изменение окраски индикатора – 1 балл.</li></ul> | 6 баллов |
| 4. Уравнение реакции $\text{I}_2$ с $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .  | 1 балл   |
| 5. Доказательство достижения равновесия.   | 1 балл   |
| 6. Объем титранта с учетом ошибки <ul style="list-style-type: none"><li>&lt; 3% – 5 баллов;</li><li>3 – 6% – 4 балла;</li><li>6 – 9% – 3 балла;</li><li>9 – 13% – 2 балла;</li><li>13 – 20% – 1 балл;</li><li>&gt; 21% – 0 баллов.</li></ul>               | 5 баллов |
| 7. Экспериментальное значение константы равновесия с учетом ошибки: <ul style="list-style-type: none"><li>&lt; 25% – 6 баллов;</li><li>25 – 50% – 4 балла;</li><li>50% – 2 балла;</li><li>отсутствие значения константы равновесия – 0 баллов.</li></ul>   | 6 баллов |
| 8. Сравнение экспериментальных и теоретических данных, включая: <ul style="list-style-type: none"><li>расчет константы равновесия из значений потенциалов – 2 балла;</li><li>объяснение причин расхождения констант – 2 балла.</li></ul>                   | 4 балла  |
| 9. Полное соблюдение техники безопасности. <ul style="list-style-type: none"><li>Каждое нарушение – минус 0,5 балла.</li></ul>   | 3 балла  |

**ИТОГО: 30 баллов**