Рабочий лист: ОВР в природной воде

Имя: _____ Класс: _____

M(Fe) = 55,85, M(O_2) = 32,00 г/моль. Данные в заданиях 3 и 5 учебные.

Данные в задании учебные.

1. Определите степени окисления и составьте электронный баланс: $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$.

2. Почему вода из скважины прозрачна, а в ведре через час рыжеет?

3. Сколько миллиграммов кислорода нужно для окисления 1,4 мг Fe^{2+} ($4Fe^{2+} + O_2 + 10H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3 + 8H^+$)?

4. Допишите: $MnO_4^- + 8H^+ + \ldots e^- \rightarrow Mn^{2+} + \ldots H_2O$.

5. $V_1 - V_0$ = 2,5 мл, c(1/5 $KMnO_4$) = 0,01 моль/л, проба 100 мл. Найдите окисляемость.

6. Почему для удаления марганца применяют каталитические загрузки или перманганат, а не только аэрацию?

Верно или нет? Обведи В или Н

7. При окислении железа кислородом железо — окислитель. **В** **Н**
8. Норматив марганца в питьевой воде строже норматива железа. **В** **Н**
9. Перманганатная окисляемость показывает только органические вещества. **В** **Н**
10. В нейтральной воде Fe^{3+} выпадает в виде нерастворимого гидроксида. **В** **Н**

Ключ для учителя: «Рабочий лист: ОВР в природной воде»

11 класс

1. $Fe^{+2} - 1e^- \rightarrow Fe^{+3}$ ×4 (восстановитель); $O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2}$ ×1 (окислитель).
2. В скважине нет кислорода, железо — в виде растворённого бесцветного Fe^{2+}; на воздухе оно окисляется до Fe^{3+}, выпадает нерастворимый $Fe(OH)_3$.
3. 1,4 · 32,00 : (4 · 55,85) ≈ 0,20 мг.
4. $5e^-$; $4H_2O$.
5. 2,5 · 0,01 · 8 · 1000 : 100 = 2,0 мг O_2/л.
6. Кислородом воздуха Mn^{2+} окисляется медленно; катализатор ускоряет реакцию, сильный окислитель окисляет быстро.
7. Н — Железо отдаёт электроны — это восстановитель; окислитель — кислород.
8. В — 0,1 мг/л против 0,3 мг/л.
9. Н — Перманганат окисляет и неорганические восстановители, например Fe^{2+}.
10. В — Поэтому железо после окисления можно задержать фильтром.