

Gabarito Homework 7

1) O permanganato é um agente oxidante forte, sendo capaz de oxidar Sn^{2+} para Sn^{4+} (olhar os E°). Desta maneira, o excesso não reagido de Sn^{2+} em solução levaria a um erro positivo. O excesso não reagido de Sn^{2+} pode ser quantitativamente oxidado a Sn^{4+} pela ação de HgCl_2 , segundo a seguinte reação:



2) O reagente H_3PO_4 serve para complexar com ferro III, facilitando a visualização do ponto final. Ele também reduz o potencial de redução do MnO_4^- , mantendo o meio "levemente" acidificado. A adição de Mn^{2+} serve o mesmo propósito, diminuir o potencial de redução do MnO_4^- .

Como a reação de redução do MnO_4^- envolve prótons, como na seguinte reação:



A diminuição da concentração de H^+ , em relação a condições padrões, desloca a reação para o sentido reverso, diminuindo o potencial. A adição de Mn^{2+} tem o mesmo efeito, pois desloca o equilíbrio para o mesmo sentido.

A diminuição do potencial de redução evita possíveis erros devido a oxidação de interferentes, como o Cl^- .

3) O ponto final pode ser detectado pelo aparecimento de uma cor rosa clara na solução, resultante do excesso de MnO_4^- em solução após o ponto de equivalência.

4) Número de mols de MnO_4^- gastos:

$$\begin{array}{r} 0,0250 \text{ mol} - 1L \\ \times \quad \quad - 0,0420 \end{array} \left\{ x = 1,05 \times 10^{-3} \text{ mols de } MnO_4^- \right.$$

Sabendo que a reação de ferro com permanganato é:



foram titulados $5,25 \times 10^{-3}$ mols de Fe^{2+}

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol } Fe_2O_3 - 159,6 \text{ g} \\ 5,25 \times 10^{-3} \quad \times \end{array} \left\{ x = 0,419 \text{ g} \right.$$

2

sendo a amostra inicial de 0,524g:

$$\frac{0,419}{0,524} \cong 0,8 \text{ ou } 80\%$$